¡El libro de química para todos!

Química para Dummies



Aprende a:

- Entender los principios básicos de la química
- Comprender los fundamentos de la materia y la energía, de los átomos y las moléculas, de los ácidos y las bases
- Resolver problemas de química
- Usar la tabla periódica como un experto

John T. Moore
Profesor y autor de varios libros de química



John T. Moore,
Doctor en Ciencias de la Educación
Catedrático de Química en la Universidad
Estatal Stephen F. Austin

Índice

Te damos las gracias por adquirir este EBOOK

Visita **Planetadelibros.com** y descubre una nueva forma de disfrutar de la lectura

¡Regístrate y accede a contenidos exclusivos!

Próximos lanzamientos
Clubs de lectura con autores
Concursos y promociones
Áreas temáticas
Presentaciones de libros
Noticias destacadas

PlanetadeLibros.com

Comparte tu opinión en la ficha del libro y en nuestras redes sociales:







Explora Descubre Comparte



La fórmula del éxito

Tomamos un tema de actualidad y de interés general, añadimos el nombre de un autor reconocido, montones de contenido útil y un formato fácil para el lector y a la vez divertido, y ahí tenemos un libro clásico de la serie *...para Dummies.*

Millones de lectores satisfechos en todo el mundo coinciden en afirmar que la serie *...para Dummies* ha revolucionado la forma de aproximarse al conocimiento mediante libros que ofrecen contenido serio y profundo con un toque de informalidad y en lenguaje sencillo.

Los libros de la serie *...para Dummies* están dirigidos a los lectores de todas las edades y niveles del conocimiento interesados en encontrar una manera profesional, directa y a la vez entretenida de aproximarse a la información que necesitan.



www.paradummies.es
www.facebook.com/paradummies
@ParaDummies

¡Entra a formar parte de la comunidad Dummies!

El sitio web de la colección *Para Dummies* está pensado para que tengas a mano toda la información que puedas necesitar sobre los libros publicados. Además, te permite conocer las últimas novedades antes de que se publiquen y acceder a muchos contenidos extra, por ejemplo, los audios de los libros de idiomas.

Desde nuestra página web, también puedes ponerte en contacto con nosotros para comentarnos todo lo que te apetezca, así como resolver tus dudas o consultas.

También puedes seguirnos en Facebook (www.facebook.com/paradummies), un espacio donde intercambiar impresiones con otros lectores de la colección, y en Twitter @ParaDummies, para conocer en todo momento las últimas noticias del mundo Para Dummies.

10 cosas divertidas que puedes hacer en

www.paradummies.es y en nuestra página en Facebook

1. Consultar la lista completa de libros *...para Dummies.*

2. Descubrir las novedades que vayan publicándose.

3. Ponerte en contacto con la editorial.

4. Suscribirte a la Newsletter de novedades editoriales.

5. Trabajar con los contenidos extra, como los audios de los libros de idiomas.

6. Ponerte en contacto con otros lectores para intercambiar opiniones.

7. Comprar otros libros de la colección a través del link de la librería Casa del Libro.

8. ¡Publicar tus propias fotos! en la página de Facebook.

9. Conocer otros libros publicados por el Grupo Planeta.

10. Informarte sobre promociones, descuentos, presentaciones de libros, etc.

Descubre nuestros interesantes y divertidos vídeos
en nuestro canal de Youtube:
www.youtube.com/paradummies
¡Los libros Para Dummies también están disponibles
en e-book y en aplicación para iPad!

El autor

John T. Moore, doctor en Ciencias de la Educación, se crió en las montañas occidentales de Carolina del Norte. Estudió en la Universidad de Carolina del Norte en Asheville, donde se graduó en Química. Cursó el máster en Química de la Universidad Furman de Greenville (Carolina del Sur). Tras un período breve en las fuerzas armadas estadounidenses, decidió probar con la enseñanza. En 1971 se incorporó a la Universidad Estatal Stephen F. Austin, en Nacogdoches (Texas), donde sigue siendo profesor. En 1985 volvió a estudiar a tiempo parcial y en 1991 se doctoró en Ciencias de la Educación por la Universidad de Texas A&M.

Está especializado en la docencia de la química. Ha desarrollado diversos cursos planificados para enseñar esta disciplina a estudiantes de grado medio. A comienzos de la década de 1990 desvió su atención hacia la enseñanza de química práctica entre alumnos y maestros de los últimos cursos de la educación primaria. Ha recibido cuatro becas Eisenhower para la formación profesional de maestros de enseñanza primaria y ha sido coeditor (junto con uno de sus exalumnos) de la columna "Chemistry for Kids" de la revista *The Journal of Chemical Education*. Es autor de varios libros de química y coautor de muchos más, entre ellos *Biochemistry For Dummies* y *Organic Chemistry II For Dummies*.

Aunque la enseñanza siempre ha sido su mayor pasión, encontró el modo de trabajar a tiempo parcial durante casi cinco años en el laboratorio médico del hospital local y ha ejercido como asesor para la publicación de un libro de texto. Es miembro activo de diversos organismos locales, estatales y nacionales, como Nacogdoches Kiwanis Club y la Sociedad de Química Estadounidense.

En la actualidad reside en la región de Piney Woods, en el estado de Texas, con su esposa, Robin, y sus dos perros y dos gatos. Le gusta elaborar cerveza e hidromiel y también le encanta cocinar. Sus dos hijos, Jason y Matt, así como

su nuera Sara y sus dos nietos, Zane y Sadie, siguen afincados en las montañas de Carolina del Norte.

Dedicatoria

Dedico este libro a esos niños que crecieron, crecen y crecerán amando la química, tal como me pasó a mí. Quizá nunca llegues a ganarte la vida con la química, pero espero que recuerdes la emoción de los experimentos que hiciste y que transmitas ese disfrute a tus hijos. Este libro también está dedicado a mi familia: mi esposa, Robin, que me apoyó y me dio ánimos cuando a mí me fallaban a medida que se acercaban los plazos de entrega; a mis dos hijos, Jason y Mattew; a Sara, la esposa de Jason, y a los dos nietos más maravillosos del mundo, Zane y Sadie.

Agradecimientos del autor

No habría tenido la oportunidad de escribir este libro sin el estímulo de mi agente, Grace Freedson, quien sacó tiempo para responder a mis constantes correos electrónicos. Me siento muy en deuda con el equipo de Wiley, sobre todo con el editor ejecutivo, Lindsay Lefevere, el editor principal de proyectos, Chad Sievers, la correctora, Caitie Copple, y los revisores técnicos, el doctor Michael R. Mueller y Todd Crabill. Gracias también a mis colegas, quienes me manifestaron su interés durante todo el proceso y sobre todo a Rich Langley, amigo y compañero de pluma. Y permíteme que manifieste también mi agradecimiento a todos los alumnos que he tenido durante los últimos cuarenta años, sobre todo a los que acabaron dedicándose a la docencia. Yo he aprendido de vosotros y espero que también vosotros hayáis aprendido de mí.

Introducción

Acabas de superar el primer obstáculo para entender un poco sobre química: has elegido el libro *Química para Dummies*. Me figuro que mucha gente al ver la palabra *química* en el título lo ha rechazado como si estuviera infestado de gérmenes.

No sé cuántas veces me habré visto en vacaciones inmerso en una conversación con alguien que me formula la temida pregunta:

—¿Y a qué te dedicas?

—Soy profesor —respondo.

—Ah ¿sí? ¿Y qué enseñas?

Entonces me armo de valor, aprieto los dientes y respondo con la voz más amable que tengo:

—Química.

Al instante capto el gesto seguido por "¡Ah!, yo nunca hice química. Era demasiado difícil"; o "Tienes que ser muy inteligente para enseñar química"; o "¡Hasta luego!". Y me temo que si aún quisiera empezar a salir con alguna chica, no tendría gran éxito diciendo: "¡Hola, soy profesor de química!".

Creo que hay mucha gente que considera la química demasiado abstracta, demasiado matemática, demasiado ajena a su vida real. Pero lo cierto es que, de un modo u otro, todos practicamos la química.

¿Recuerdas haber hecho un volcán con bicarbonato y vinagre cuando eras pequeño? Eso es química. ¿Cocinas, o limpias, o usas quitaesmalte de uñas?

Todo eso es química. Yo no tuve un juego de química de pequeño, pero siempre me encantó la ciencia. El profesor de química que tuve durante la enseñanza secundaria era un gran profesor de biología, pero la verdad es que no sabía mucho de química. Pero cuando cursé por primera vez la asignatura de química en la universidad, me quedé prendado de los laboratorios. Disfrutaba viendo los colores de los sólidos resultantes de las soluciones. Disfrutaba sintetizando, creando compuestos nuevos. Me fascinaba la idea de producir algo que nadie hubiera hecho jamás. Soñaba con trabajar para una empresa química dedicándome a la investigación, pero después descubrí mi segunda pasión: la docencia.

La química se define a veces como la ciencia central (sobre todo por los químicos), porque para entender bien la biología, la geología o incluso la física, hay que tener un buen conocimiento de química. Nuestro mundo es químico, así que espero que disfrutes descubriendo su naturaleza química y que, después de eso, ya no te parezca tan aterradora la palabra *química*.

Sobre este libro

Con este libro no pretendo convertirte en especialista en química. Solo aspiro a que entiendas los fundamentos de algunos temas que suelen aparecer en los cursos de introducción a la química durante la formación secundaria o universitaria. Si estás cursando esa asignatura, usa este libro como referencia junto con tus apuntes y el libro de texto.

El mero hecho de ver jugar al tenis no te convierte en un astro tenístico, por mucho que te fijes durante los partidos. Tienes que practicarlo. Lo mismo sucede con la química; no es un deporte para espectadores. Si estás en un curso de química, tienes que practicar y trabajar con problemas. Aquí te enseñaré cómo abordar ciertos tipos de problemas (sobre leyes de gases, por ejemplo), pero usa el libro de texto para practicar con más problemas. Tendrás que trabajar, sí, pero también puede ser muy divertido.

Durante la actualización de esta segunda edición de *Química para Dummies*, me planteé qué incluir. Han sido muy interesantes los correos electrónicos que me envió gente de todo el mundo con preguntas sobre la primera edición o dándome las gracias. Sin embargo, echando una ojeada global a esos comentarios, me pareció que no había incluido suficiente material relacionado

con los cálculos y algunos otros temas que necesitan los estudiantes que se enfrentan a un curso de química en secundaria o en la universidad. Así que en esta segunda edición reforcé los cálculos e incorporé algunos temas adicionales que suelen aparecer en los primeros cursos de química, tanto en los centros de enseñanza secundaria como en la universidad. En su conjunto, esta segunda edición resultará más útil a quienes tengan que superar un curso de química general. Si quieres ayuda sobre temas de química avanzada, te recomiendo que tengas paciencia y quizá, solo quizá, no tardarás en encontrarte *Química II para Dummies* en la librería del barrio.

Algunas suposiciones sobre los lectores

En realidad no sé por qué te has comprado este libro (o por qué tendrías que comprártelo; de hecho si aún estás en la librería y todavía no lo has comprado, llévate dos y regala uno de ellos), pero doy por supuesto que estás estudiando (o repitiendo) un curso de química o preparándote para ello. También parto del supuesto de que no te incomoda demasiado la aritmética y que sabes suficiente álgebra para resolver una ecuación de una incógnita. Asimismo, me imagino que cuentas con una calculadora científica capaz de resolver potencias y logaritmos.

Y si compraras este libro por el mero placer de conocer algo diferente (sin ninguna intención de hacer jamás un curso de química), lo celebro y espero que disfrutes con esta aventura. Tómate la libertad de saltarte los temas que no te llamen la atención; para ti no habrá exámenes, solo la emoción de ampliar tus conocimientos sobre algo nuevo.

Lo que puedes saltarte

Sé que eres una persona ocupada y que aspiras a aprender justo lo que necesitas con este libro. Aunque me gustaría que leyeras todo lo que he escrito, comprendo que tal vez te falte el tiempo. Me ciño a los fundamentos de la materia, pero incluyo unos cuantos recuadros. Son textos interesantes (al menos para mí) pero lo cierto es que no son necesarios para entender el tema en cuestión, de modo que puedes saltártelos sin más. Este libro es tuyo: úsalo como te plazca.

He marcado algunos párrafos con el icono de información técnica. Lo que cuento en esos párrafos es más de lo que necesitas saber en rigor, pero tal vez te brinden detalles útiles o interesantes sobre el tema tratado. Si quieres quedarte únicamente con los datos, puedes saltarte estos párrafos.

Cómo está organizado este libro

El contenido de este libro sigue una progresión lógica de los temas, pero eso no significa que haya que empezar por el principio y leerlo hasta el final. Cada capítulo es independiente, así que tienes libertad para saltarte lo que te parezca. No obstante, a veces entenderás mejor el tema en cuestión si le echas una ojeada rápida a algún apartado previo. Para ayudarte a localizar los apartados de referencia adecuados, he insertado aquí y allá referencias cruzadas; o sea, que a lo largo de todo el libro te encontrarás recomendaciones para que vayas a un capítulo diferente del que estás leyendo.

Como me parece que los ejemplos concretos enseñan mucho, también he incluido gran cantidad de ilustraciones y figuras. Son una verdadera ayuda para entender los temas de química. Y para facilitarte las mates, descompongo los problemas paso a paso a fin de que sigas sin ninguna dificultad todos los cálculos que hago.

He organizado los temas siguiendo una progresión lógica, prácticamente igual que organizo mis cursos para carreras de ciencias y de letras. A continuación verás un resumen de cada parte del libro para que vayas situándote.

Parte I: Los conceptos básicos de química

En esta parte presento los conceptos verdaderamente básicos de la química. Defino la química y muestro qué lugar ocupa entre el resto de las ciencias (el centro, por supuesto). Te enseño el mundo químico que te rodea y te explico por qué deberías darle tanta importancia a la química. El capítulo 2 lo dedico a cálculos químicos. Te enseño a usar el método de cálculo de los factores de conversión y encontrarás una introducción al sistema internacional (SI) de unidades de medida. Asimismo, te muestro los tres estados de la materia y describo los cambios de un estado a otro (y las transformaciones de energía que se producen).

Aparte de hablar de cosas del mundo macroscópico, como la fusión del hielo, también cubro el mundo microscópico de los átomos. Explico qué partículas conforman los átomos (protones, neutrones y electrones) y muestro en qué parte del átomo residen.

Indico cómo usar la tabla periódica, una herramienta indispensable para químicos. Y te muestro el núcleo atómico, incluidas las distintas partículas subatómicas. Por último, presento el fabuloso mundo de los gases. De hecho, en el capítulo dedicado a los gases, encontrarás tantas leyes relacionadas con ellos (la ley de Boyle, la ley de Charles, la ley de Gay-Lussac, la ley general de los gases, la ley de los gases ideales y la ley de Avogadro, entre otras), que quizá te sientas un jurista de la química cuando acabes de verlas todas. El material de estos capítulos te preparará por completo para ver el resto de los temas de química.

Parte II: Un derroche de conceptos químicos

En esta parte verás cosas magníficas: las reacciones químicas. Doy algunos ejemplos sobre los distintos tipos de reacciones químicas que te puedes encontrar y te enseño a ajustarlas (no pensarías en serio que iba a resistirme, ¿no?). Asimismo introduzco el concepto de mol; un nombre raro, desde luego, pero es crucial para entender los cálculos químicos. Permite calcular la cantidad de reactivos necesarios en las reacciones químicas y la cantidad de producto resultante. También hablo sobre disoluciones y cómo calcular sus concentraciones. Explico por qué dejo el anticongelante en el radiador del coche durante el verano y por qué uso sal gema para hacer helados.

En este apartado también va la termoquímica. Los cambios de energía que se producen durante las reacciones químicas. Algunas reacciones liberan energía (sobre todo en forma de calor) y otras la absorben en forma de calor. Aquí aprenderás a calcular cuánto calor se libera. Tal vez sea suficiente para hacerte sudar. Por último, te hablo sobre ácidos y bases, sobre cómo calcular su concentración y el pH de una disolución.

Parte III: Estación de enlace

Aquí empiezo presentando la teoría cuántica, la cual permite representar un electrón con las propiedades tanto de una partícula como de una onda. En el primer capítulo tiro las certezas por la ventana y me zambullo en las

probabilidades. Después explico los enlaces. Verás de qué está compuesta la sal de mesa en el capítulo 13, donde hablo de los enlaces iónicos. En el capítulo 14 conocerás los enlaces covalentes del agua. Te explico cómo nombrar algunos compuestos iónicos y cómo trazar diagramas de puntos (o de Lewis) de algunos compuestos covalentes. Incluso sabrás qué aspecto tienen ciertas moléculas. Ten la seguridad de que también defino todas estas palabras tan de moda.

Asimismo, hablo de la variación de las propiedades de los elementos dentro de la tabla periódica y de fuerzas intermoleculares, esas que le confieren al agua sus insólitas propiedades.

Parte IV: Química medioambiental: aportaciones y problemas

En esta parte trato algunos temas medioambientales relacionados en concreto con la contaminación del aire y del agua. Señalo la causa de esos contaminantes y qué puede hacer la química para corregir el problema. Estas cuestiones, tan frecuentes en las noticias, se cuentan entre los problemas más importantes a los que se enfrenta la sociedad y saber un poco de química sirve para evaluar las posibles soluciones. ¡Espero que no te pierdas entre el humo!

Por último te introduzco en la química nuclear tocando temas como la radiactividad, la datación con carbono-14 y los reactores de fisión y fusión nuclear.

Parte V: Los decálogos

En esta parte te presento diez grandes descubrimientos químicos fortuitos, diez grandes empollones de la química (¡vivan los empollones!) y diez consejos útiles para superar el curso de introducción a la química. También empecé a poner aquí mis diez canciones favoritas de química, pero solo llegué hasta nueve. Una pena. También hay un capítulo que presenta diez sustancias químicas muy utilizadas hoy en día para que veas cómo influye la química básica en tu vida cotidiana.

Iconos utilizados en este libro

Si has leído otros títulos de la colección *Para Dummies* reconocerás los iconos utilizados en este libro, pero para quien no esté familiarizado con ellos, he aquí un rápido resumen de su significado:

CONSEJO Este icono te ofrece un consejo sobre la manera más rápida o sencilla de realizar una tarea o de asimilar un concepto. Señala lo que te conviene saber y lo que te ahorrará tiempo o frustraciones.

RECUERDA Este icono te refrescará la memoria sobre cosas verdaderamente importantes que no deberías olvidar.

¡ADVERTENCIA! Uso este icono cuando comento las medidas de seguridad que debes tomar para realizar alguna actividad particular, sobre todo a la hora de mezclar sustancias químicas.

EJEMPLO Este icono señala distintos ejemplos de los problemas que te puedes encontrar en relación con el tema tratado, por los cuales te guío paso a paso para que ganes confianza.

CUESTIONES TÉCNICAS El contenido de todo el libro es bastante básico, pero en las escasas ocasiones en las que me extiendo sobre un tema más allá de lo elemental, te aviso con este icono. Puedes saltarte esos pasajes sin riesgo alguno, pero tal vez quieras detenerte en ellos si te interesa una explicación más profunda.

Y ahora ¿qué?

El lugar por el que abras el libro ahora depende por completo de ti y de tus conocimientos previos. Si pretendes aclarar una cuestión concreta, ve al capítulo y el apartado en cuestión. Si no sabes nada de química, empieza por el capítulo 1. Si ya tienes una idea, te sugiero que eches una ojeada rápida a la parte I y que después prosigas con la parte II. El capítulo 8, sobre moles, es esencial, igual que el capítulo 6, dedicado a los gases.

Si lo que más te interesa es la química medioambiental, ve directamente a los capítulos 18 y 19. Es imposible que te pierdas. Espero que disfrutes con este viaje al centro de la química.

Parte I

Los conceptos básicos de la química



¿Qué hay? ¿Alguien necesita sacudir sus átomos de hidrógeno?

En esta parte...

Si te inicias en la química, tal vez te resulte un tanto aterrador. Todos los días me encuentro con estudiantes que a base de repetírselo se han convencido de que la química los supera. Tengo buenas noticias: cualquiera puede entender la química. Cualquiera puede hacer química. Si cocinas, limpias o simplemente existes, formas parte del mundo químico.

Trabajo con un montón de niños de enseñanza primaria y les encanta la ciencia. Les enseño a conseguir reacciones químicas (mezclando vinagre con bicarbonato, por ejemplo) y se ponen como locos. Eso es lo que espero que te pase a ti cuando leas este libro y descubras lo interesante e importante que puede llegar a ser la química.

Los capítulos de la parte I sirven para conocer los principios de la química. En ellos te enseño a realizar cálculos y te introduzco en el sistema internacional de unidades. Te hablo sobre la materia y los estados en los que puede darse. Te informo un poco sobre energía, sus formas y cómo se mide. Analizo el mundo microscópico del átomo y sus partes elementales, y explico cómo aparece la información sobre los átomos en la tabla periódica de los elementos, la herramienta más útil de los químicos. Y también abarco el mundo de los gases. Esta parte será un divertido paseo, así que ¡pon en marcha el motor!

Capítulo 1

¿Qué es la química y por qué hay que saber algo sobre ella?

En este capítulo

- Define la ciencia de la química
- Conoce la ciencia y la tecnología
- Usa el método científico
- Comprueba las áreas generales de la química
- Descubre qué hay que esperar de un curso de química

Si estás cursando la asignatura de química, quizá quieras saltarte este capítulo y pasar directamente al tema que te da problemas. Ya sabes qué es la química: una asignatura que tienes que aprobar. Pero si compraste este libro para que te ayude a decidir si apuntarte o no a estudiar química, o para divertirte aprendiendo algo nuevo, te recomiendo leer este capítulo. Te servirá de base para todo lo demás porque descubrirás qué es la química, en qué consiste ser químico y por qué debería interesarte esta disciplina.

A mí me encanta la química. Es mucho más que un mero conjunto de datos y un cuerpo de conocimiento. Yo ingresé en la universidad como estudiante de física, pero me quedé prendado de mi primer curso de química. Me pareció tan interesante, tan lógico... Me fascina ver cómo se producen los cambios químicos, resolver incógnitas, usar instrumentos, ampliar los sentidos, predecir resultados y calcular si la predicción ha sido correcta o no. Todo el mundo de la química comienza aquí, con lo básico, así que considera este capítulo como un punto de partida. Bienvenido al interesante mundo de la

química.

Qué es la química

Toda esta rama de la ciencia trata sobre *materia*, que es todo lo que tiene masa y ocupa un espacio. La *química* es el estudio de la composición y las propiedades de la materia, y los cambios que experimenta, incluidos los cambios de energía.

Antes solía dividirse la ciencia en campos muy bien definidos: si era algo vivo, era biología. Si era una piedra, era geología. Si tenía olor, era química. Si no funcionaba, era física. En cambio, en el mundo actual esas divisiones tan diáfanas ya no se dan. Hoy hay bioquímica, física química, geoquímica y muchas otras ramas, pero la química sigue centrada en la materia, la energía y los cambios que experimentan.

En esto último hay mucha química: los cambios que atraviesa la materia. La materia se compone bien de sustancias puras, bien de combinaciones de sustancias puras. La conversión de una sustancia en otra es lo que en química se denomina *cambio químico*, o *reacción química*, y es algo muy importante porque cuando ocurre se forma una sustancia completamente nueva (consulta el capítulo 3 para conocer los detalles).

Entonces, ¿qué son los compuestos y los elementos? Pues también son anatomía de la materia. La materia consiste en sustancias puras o en mezclas de sustancias puras; las sustancias están formadas por elementos o por compuestos. (El capítulo 3 disecciona la anatomía de la materia. Pero como siempre que se disecciona algo, debes prepararte con una pinza en la nariz y el estómago vacío.)

Distinción entre ciencia y tecnología

La ciencia es mucho más que un conjunto de hechos, números, gráficas y tablas. La ciencia es el método para estudiar el universo físico. Es una manera de formular y responder preguntas. Sin embargo, para llamarse ciencia, tiene que ser posible ponerla a prueba. Que un hecho se pueda comprobar es lo que distingue la ciencia de la fe.

Por ejemplo, tal vez creas en los platillos volantes, pero ¿puedes comprobar si existen? ¿Y los asuntos del amor? ¿Me quiere mi pareja? ¿Cuánto me quiere? ¿Puedo someterla a alguna prueba para comprobar y medir su amor? Creo que no. Debo tener fe en ese amor. No se basa en la ciencia, lo cual está bien. La humanidad ha intentado desentrañar muchos grandes interrogantes que la ciencia no puede responder. La ciencia es una herramienta útil para estudiar ciertas cuestiones, pero no todas. Nadie usaría una excavadora de pala frontal para comerse un trozo de pastel ni cavaría una zanja con un tenedor. Son herramientas poco adecuadas para esas tareas, igual que lo es la ciencia para los asuntos de fe.

La ciencia se describe mejor a través de la postura de quienes la practican: son personas escépticas. Sencillamente no admiten lo que otros denominan fenómenos extraños porque no se pueden poner a prueba. Al mismo tiempo, aceptan los resultados de sus experimentos de forma provisional, hasta que otros científicos los refuten. Los científicos dudan, preguntan, aspiran a saber por qué y experimentan; manifiestan una actitud idéntica a la de la mayoría de los niños antes de crecer. Tal vez esta sea una buena definición de los científicos: son adultos que nunca han perdido la capacidad de maravillarse con la naturaleza ni las ganas de saber.

La tecnología, la utilización del conocimiento con una finalidad muy concreta, apareció en realidad antes que la ciencia. Los antiguos cocinaban los alimentos, fundían minerales, fabricaban cerveza y vino por fermentación, y elaboraban fármacos y pigmentos a partir de plantas. En sus inicios la tecnología existió sin mucha ciencia. Había pocas teorías y pocos experimentos verdaderos. El pensamiento se dejaba para los filósofos. Con el tiempo apareció la alquimia y esta conformó la base experimental de la química. Los alquimistas buscaban la manera de convertir metales en oro y, durante el proceso, descubrieron sustancias y procesos químicos nuevos, como la destilación. Sin embargo, hubo que esperar hasta el siglo XVII para que la experimentación reemplazara a la serendipia (consulta el siguiente apartado para profundizar en la serendipia) y echara a andar la ciencia de verdad.

Descripción del método científico

El *método científico* se suele describir como el procedimiento que se sigue en ciencia para estudiar el mundo físico que nos rodea. De hecho, nadie usa un

solo método científico cada vez, pero el que expongo aquí engloba la mayoría de los pasos que se dan tarde o temprano cuando se practica ciencia. La figura 1-1 ilustra los distintos pasos del método científico.

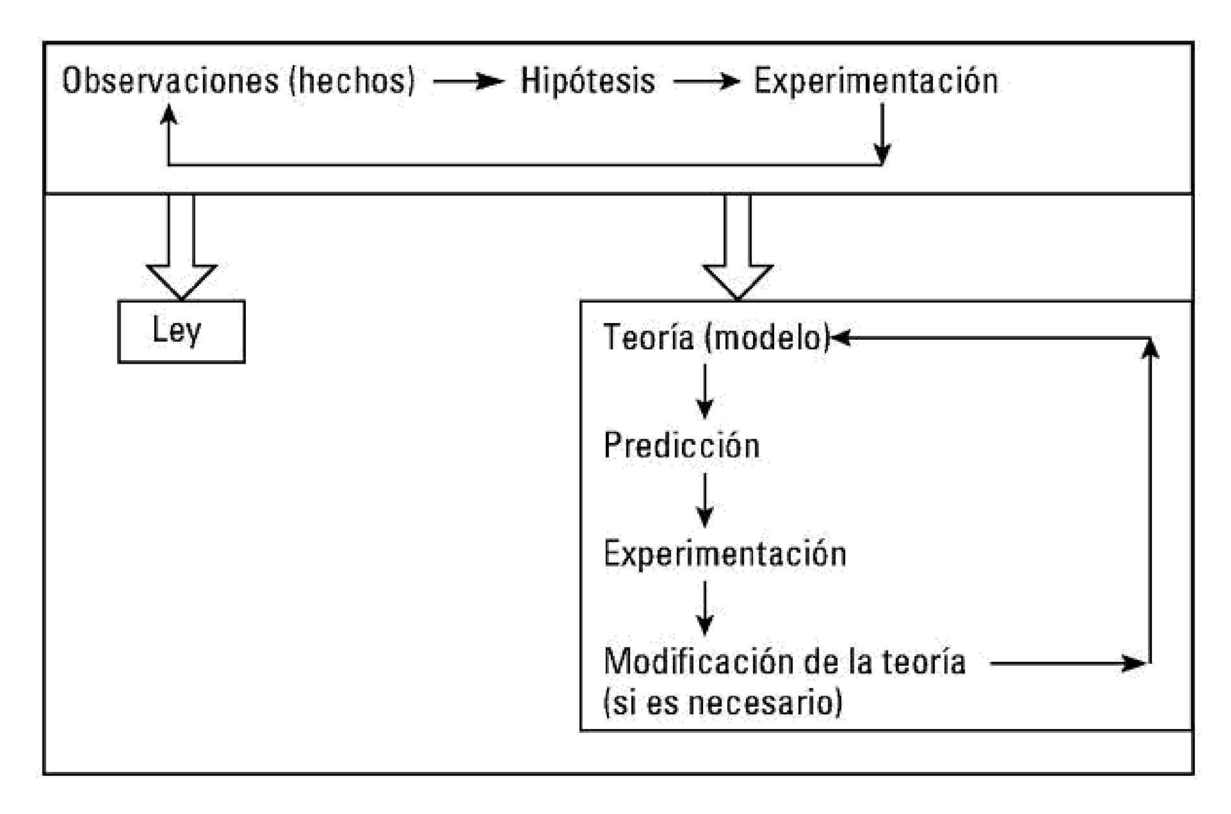


Figura 1-1:
El método científico.

Los siguientes apartados analizan con más detalle en qué consiste el método científico y cómo utilizarlo para cualquier estudio, no solo en química.

Cómo funciona el método científico

Se supone que los científicos hacen su trabajo a través del método científico: un proceso circular que va desde las observaciones hasta las hipótesis, pasa por los experimentos y regresa a las observaciones. En ocasiones estos pasos conducen hasta el desarrollo de leyes o teorías.

RECUERDA

El primer paso para aplicar el método científico consiste en efectuar *observaciones* y tomar nota de los hechos relacionados con algún

aspecto del universo físico. Las observaciones pueden plantear algún interrogante o problema que el investigador aspire a resolver. Entonces se emite una *hipótesis*, una explicación provisional coherente con las observaciones (en otras palabras, una suposición bien fundada). A partir de ahí para comprobar la hipótesis se diseña un *experimento*, el cual da lugar a observaciones o datos que se pueden usar, a su vez, para emitir otra hipótesis o modificar la de partida. Después se proyectan experimentos nuevos y el ciclo continúa.

En la ciencia de calidad, ese bucle de observaciones, hipótesis y experimentación nunca cesa. A medida que crece la sofisticación de la destreza científica, se idean mejores métodos para examinar la naturaleza y para perfeccionar los instrumentos con los que someter las hipótesis a más pruebas. Las conclusiones que tal vez parezcan absolutamente ciertas hoy, pueden modificarse o, incluso, refutarse mañana.

Aparte de prolongar el círculo, los buenos experimentos realizados mediante el método científico pueden conducir a la formulación de una ley o teoría. Una *ley* no es más que una generalización de lo que sucede en el sistema científico que se estudia. Por ejemplo, la ley de la conservación de la materia decía que la materia no se crea ni se destruye. Al igual que las leyes creadas para el sistema judicial, las leyes científicas también deben modificarse en ocasiones con la obtención de datos nuevos. Con el advenimiento de la era nuclear, se descubrió que durante las reacciones nucleares se pierde una pequeña cantidad de materia que se convierte en energía; así que hubo que modificar la ley de la conservación de la materia y ahora dice así: en las reacciones químicas convencionales, la materia no se crea ni se destruye.

También puede surgir una teoría o modelo. Una *teoría* o *modelo* intenta explicar *por qué* ocurre algo. Viene a ser como una hipótesis con la salvedad de que se basa en muchos más indicios. Lo que diferencia una teoría de una opinión es que la primera está respaldada por numerosos experimentos, muchas observaciones y gran cantidad de datos (o hechos).

El poder de la teoría o el modelo reside en la predicción. Si el empleo del modelo permite alcanzar un buen conocimiento del sistema, entonces se pueden emitir predicciones basadas en el modelo que después se comprobarán con experimentación adicional. Las observaciones que arroje dicha experimentación se podrán usar para refinar o modificar la teoría o el modelo, lo que introduce otro bucle en el proceso. ¿Cuándo se cierra el círculo? Nunca.

A medida que la humanidad desarrolla instrumentos y métodos más avanzados para examinar la naturaleza, es fácil que haya que ir modificando las teorías o modelos.

Muchos descubrimientos científicos se consiguen a través del método científico. Sin embargo, muchos otros se deben a otro proceso llamado *serendipia*, que consiste en un hallazgo fortuito. El descubrimiento de la penicilina, las notas adhesivas, el velcro, la radiactividad, la Viagra y muchos otros hallazgos fueron accidentales. Pero reparar en un descubrimiento casual requiere una mente bien entrenada, disciplinada, científica. En el capítulo 21 figura una lista con los diez descubrimientos químicos que son causa de la serendipia y que considero más importantes.

Ferias científicas y el método científico

Imagina que eres un alumno de secundaria y que tu profesora te anima a participar en la feria científica de tu localidad. Piensas qué proyecto puedes presentar y te compras una obra sobre experimentos científicos; en ella te llama la atención una propuesta para averiguar el contenido energético de los frutos secos, así que decides estudiar qué tiene más energía química, si los cacahuetes crudos, los tostados o los asados. Como crees que los tostados se preparan con aceite, partes de la hipótesis de que esos contienen más calorías porque han absorbido aceite.

Ahora te toca diseñar un experimento para comprobar la hipótesis. Saltas al capítulo 10, dedicado a termoquímica y buscas información sobre calorímetros. Decides fabricar un calorímetro con un par de latas de acero y un termómetro. Pones atención para considerar todas las variables implicadas (la masa del agua, la masa de los cacahuetes, etc.) y empiezas a confeccionar el instrumento. Te das cuenta de que tendrás que constatar varias cosas para cada tipo de cacahuete. Realizas una recopilación cuidadosa y meticulosa de los datos y hasta efectúas algún análisis erróneo.

Al analizar los datos quizá tengas que modificar tu hipótesis de partida; o tal vez no. Pero entonces empiezas a plantearte si un anacardo contendrá más energía por gramo que un cacahuete. Sigues pensando sobre qué pasará con el resto de los frutos secos que puedes encontrar en las tiendas. Aquel primer proyecto sencillo para la feria científica te ha inspirado otros interrogantes. Pues así es como actúan los verdaderos científicos. Toda investigación puede responder algunas preguntas, pero lo más probable es que dé lugar a muchas otras. Quién sabe, quizá dentro de quince años te veas trabajando en química de alimentos.

Cómo puedes usar el método científico

La mayoría de la gente utiliza el método científico en la vida cotidiana sin pensar siquiera en él. Basta con usar la lógica para enfrentarse a un problema. Por ejemplo, supón que compras ese televisor de alta definición y ese equipo de cine en casa que tanto deseas. Hasta te compras un cambiador de discos compactos para oír música durante horas mientras estudias. Tras desempaquetarlo y conectarlo todo, descubres que el altavoz de la izquierda no suena cuando está en marcha el lector de discos compactos. Has identificado el problema que hay que investigar. Ahora tendrás que aplicar el método científico para resolverlo. Estos son algunos de los pasos generales que sigues:



1. **Emites una hipótesis sobre lo que estás examinando.**

   Esa hipótesis es una suposición fundada acerca de lo que crees que pasa. Las hipótesis te dan una idea sobre lo que puedes esperar, aunque después de realizar los experimentos haya que concluir que la hipótesis no era válida.

   Por ejemplo, en el caso del altavoz izquierdo sin sonido, cabría pensar que el problema está en el cambiador de discos compactos, el receptor o en los cables que conectan ambos aparatos, ya que todo lo demás funciona como debe. Formulas la hipótesis de que hay algo mal en los cables del lector de discos compactos, como que tal vez el cable izquierdo esté roto o que falle el contacto. Así que decides experimentar.

La química dentro de casa

La química es una realidad importante de la vida cotidiana. Un paseo dentro de casa te mostrará todas las cosas relacionadas con la química que son importantes para ti. Identifica la química que hay en estos lugares de tu casa:

- ✔ **El lavadero.** ¿Ves algún bote de detergente para la colada? Tanto el bote como el detergente en sí deben su existencia a los químicos. ¿A que es una maravilla tener la ropa limpia? Pues sin la química no podrías vestirte tan a gusto. Los detergentes se

componen de muchas cosas, como enzimas, blanqueantes, relleno, etcétera, todo ello diseñado por químicos para que la ropa tenga buen aspecto. Busca una botella de lejía. ¡Por supuesto, también es obra de químicos! Se trate de ropa, pelo, o pasta de papel, los químicos dan lustre a casi todo.

✔ **El armario.** Si tienes prendas de vestir compuestas por cualquier material distinto del algodón es porque los químicos y la industria química han descubierto cómo fabricar esas fibras.

✔ **El baño.** ¿Ves la pastilla de jabón? La perfeccionó alguien que sabía de química; de no ser así, tendrías que conformarte con el basto jabón de sosa de la abuela.

¿Y qué hay de la pasta de dientes? Ese producto tan común contiene un montón de ingredientes: colores, sabores, abrasivos, espesantes y flúor, todo ello diseñado por químicos. Y espero que uses desodorante. ¿Sabes en qué consiste? Puedes apostarte lo que sea a que lo desarrollaron los químicos.
¿Qué te pones en la piel? Seguramente lociones, polvos, maquillaje o colonia desarrollados por químicos. ¿Y en el pelo? Te lo lavas, te lo rizas, te lo alisas y te lo tiñes con sustancias químicas.
Lo sé, te está entrando dolor de cabeza. Pero es que la aspirina que estás a punto de tomar se compone de química, igual que el paracetamol, el ibuprofeno y tantos fármacos como puedas imaginar. La química está por todas partes. Arráncate el pelo y conseguirás que crezca de nuevo con un fármaco.

La química nos ha brindado las cosas que nos hacen disfrutar. A veces surgen problemas durante el proceso y hay que llamar a quienes saben de química para resolverlos.

2. Llevas a cabo el experimento.

Diseñas con esmero este experimento teniendo en cuenta todas las variables posibles. Las *variables* son factores que pueden influir en el resultado del experimento. En química, las variables pueden ser la temperatura, la presión, el volumen y cosas por el estilo. (Es muy difícil controlar todas las variables cuando hay seres humanos implicados, por eso son tan complejos los experimentos relacionados con las ciencias sociales.) En este ejemplo, son variables tanto la clavija del reproductor de discos compactos como la clavija del receptor, así como el cable que enlaza ambas clavijas. Seguramente cambiarás una sola cosa cada vez. Lo más fácil es cambiar la forma en que está conectado el cable a la unidad de discos compactos, intercambiar sin más el cable de la derecha por el de la izquierda y viceversa. Supón que el altavoz de la izquierda funciona, pero el de la derecha deja de sonar. ¿Qué te dice eso?

3. **Usas los datos y la información derivados del experimento para emitir una nueva hipótesis o modificar la anterior.**

   Como el altavoz del lado opuesto ha dejado de funcionar al intercambiar la conexión del cable del CD, el fallo tiene que estar en el cambiador de discos compactos o en el propio cable, no en el receptor. Así que realizas otro experimento con un juego distinto de cables. Por suerte ahora funciona todo a la perfección.

Cabría aducir que lo único que hiciste fue obrar con sentido común, pero lo cierto es que aplicaste el método científico. De hecho, creo que el método científico no consiste en nada más que una buena dosis de sentido común.

Nos vamos por las ramas de la química

La disciplina de la química en su conjunto es tan vasta que en un primer momento se dividió en una serie de especialidades diferentes. Pero en la actualidad existe una superposición enorme entre cada rama de la química, igual que ocurre entre las distintas ciencias. Las especialidades tradicionales de la química son las siguientes:

- ✔ **Química analítica.** Es una rama muy relacionada con el análisis de sustancias. Quienes practican esa especialidad química intentan esclarecer qué sustancias hay en una mezcla (*análisis cualitativo*) o qué cantidad de una sustancia particular hay en algo (*análisis cuantitativo*). Los especialistas en química analítica suelen trabajar en el desarrollo de productos o en el departamento de control de calidad de las industrias. Si falla algo durante el proceso de fabricación de un producto químico y eso le cuesta a esa industria cientos de miles de euros cada hora que pasa, los químicos encargados del control de calidad estarán sometidos a una gran presión para solucionarlo y para hacerlo cuanto antes. Para la química analítica se utiliza gran cantidad de instrumentación. Los capítulos 7, 8 y 9 cubren gran parte del material que se utiliza en química analítica.
- ✔ **Bioquímica.** Esta rama se centra en los organismos y sistemas vivos. En ella se estudian las reacciones químicas que se producen en el *nivel molecular* dentro de los organismos (el nivel en el que los elementos son tan pequeños que no se ven a simple vista). La bioquímica estudia procesos tales como la digestión, el metabolismo, la reproducción, la

respiración, etc. A veces cuesta distinguir un bioquímico de un biólogo molecular porque los dos especialistas estudian sistemas vivos a escala microscópica. Sin embargo, los expertos en bioquímica se concentran más en las reacciones que en los efectos sobre el organismo vivo.

- ✔ **Biotecnología.** Esta disciplina relativamente reciente de la ciencia se suele relacionar con la química. Consiste en la aplicación de la bioquímica y la biología a la hora de crear o modificar material genético u organismos con ciertos fines específicos. Se usa en ámbitos tales como la clonación y la creación de cultivos resistentes a enfermedades, y es una de las que más tendrán que ver con la solución, que sin duda se hallará, para las enfermedades genéticas.
- ✔ **Química inorgánica.** Guarda relación con el estudio de los compuestos inorgánicos, como las sales. Incluye el análisis de la estructura y las propiedades de dichos compuestos. Los expertos en química inorgánica seguramente dirían que se dedican a estudiarlo todo menos el carbono, que lo dejan para los especialistas en química orgánica.
- ✔ **Química orgánica.** Se encarga de estudiar el carbono y sus compuestos. Probablemente sea una de las ramas más organizadas de la química, y con razón. Hay millones de compuestos orgánicos y siguen descubriéndose o creándose muchos más. Las industrias de polímeros, petroquímicas y farmacéuticas dependen de la química orgánica.
- ✔ **Química física.** Analiza cómo y por qué razón un sistema químico se comporta como lo hace. Los especialistas en química física estudian las propiedades físicas y el comportamiento de la materia; asimismo intentan desarrollar modelos y teorías que describan ese comportamiento. Los capítulos 10 y 15 tocan temas de interés para esta especialidad.

Todos los químicos, sea cual sea su especialidad, suelen analizar el mundo que los rodea de dos maneras: desde el punto de vista macroscópico y desde el microscópico. Los próximos apartados analizan estos dos puntos de vista.

Perspectiva macroscópica frente a perspectiva microscópica

La mayoría de los químicos que conozco trabajan igual de cómodos en dos universos. Uno es el universo *macroscópico*; el que vemos, percibimos y tocamos; es el mundo de las batas de laboratorio manchadas de examinar cosas como cloruro sódico para crear cosas como gas hidrógeno. El reino *macroscópico* es el mundo de los experimentos, o lo que algunas personas no

científicas identifican como mundo real.

Pero los químicos también trabajan cómodos en el mundo *microscópico*, ese que no se percibe a simple vista ni se toca directamente. En este ámbito se trabaja con teorías y modelos. Quizá midan el volumen y la presión de un gas en el mundo macroscópico, pero deben realizar una traslación mental de esas medidas para saber qué separación mantienen las partículas del gas a un nivel microscópico.

A veces los científicos se habitúan tanto a pasar de uno de esos mundos al otro que lo hacen hasta sin darse cuenta. Un hecho u observación en el mundo macroscópico inspira una idea relacionada con el mundo microscópico, y viceversa. Este flujo de ideas puede resultar desconcertante de entrada, pero a medida que te adentras en la química te adaptas y se convierte en algo automático.

Química pura frente a química aplicada

En la *química pura* hay libertad para estudiar cualquier tema que te interese (o para realizar cualquier investigación que cuente con dotación económica). Nadie espera descubrir una aplicación práctica inmediata para esa investigación. Solo se aspira a saber por saber. Esta clase de investigación (a menudo denominada *investigación básica*) se lleva a cabo sobre todo en las escuelas y facultades universitarias, donde se recurre a estudiantes de grado y de posgrado para que contribuyan a realizar la investigación. Los investigadores publican sus resultados en revistas especializadas para que otros expertos en química los sometan a escrutinio e intenten refutarlos. La financiación casi siempre representa un problema, porque la experimentación, las sustancias químicas y los equipos son muy caros.

Los profesionales de la *química aplicada* suelen trabajar para empresas privadas. Sus estudios persiguen objetivos muy específicos a corto plazo impuestos por la empresa (el perfeccionamiento de un producto o el desarrollo de una cepa de maíz resistente a enfermedades, por ejemplo). Lo habitual es que haya más dinero para equipos e instrumentación en la química aplicada, pero los profesionales de este campo también sufren la presión de tener que alcanzar los objetivos señalados por la empresa.

Estas dos variantes de la química, la pura y la aplicada, comparten las mismas

diferencias esenciales que las que hay entre la ciencia y la tecnología. En *ciencia*, la finalidad consiste en la mera adquisición de conocimiento sin ninguna necesidad de que haya una aplicación práctica aparente. La ciencia es el conocimiento por el conocimiento; por su parte, la *tecnología* es la aplicación de la ciencia para alcanzar una finalidad muy específica.

En nuestra sociedad hay espacio para la ciencia *y* para la tecnología, igual que para las dos clases de química. La química pura produce datos e información, que más tarde utilizará la química aplicada. Los profesionales de ambas ramas tienen sus propias fortalezas, problemas y presiones. De hecho, los recortes en investigación están animando a numerosas universidades estadounidenses a implicarse mucho más en la obtención de patentes para conseguir fondos procedentes de la transferencia de tecnología al sector privado.

Qué harás en la clase de química

Seguro que en algún punto del camino te has preguntado qué harás en las clases de química. Tal vez fue eso lo que te movió a comprar este libro. Las actividades que realizarás en clase, sobre todo en las sesiones de laboratorio, son idénticas a las que efectúan los químicos para ganarse la vida. Esas actividades se pueden agrupar en las siguientes categorías generales:

- ✔ **Análisis de sustancias.** Tanto los profesionales como los estudiantes determinan qué hay dentro de una sustancia, qué cantidad de algo porta una sustancia o ambas cosas. Analizan sólidos, líquidos y gases. A veces buscan el principio activo de una sustancia natural, otras analizan agua para averiguar cuánto plomo contiene, etcétera. (Consulta los capítulos 7 y 9.)
- ✔ **Producción o síntesis de sustancias nuevas.** Tanto los profesionales como los estudiantes intentan producir una versión sintética de sustancias que se encuentran en la naturaleza, o crean compuestos completamente nuevos y únicos. Así, pueden dedicarse a buscar la manera de sintetizar la insulina, o de crear un plástico, un fármaco o una pintura inexistente hasta el momento. También pueden buscar un proceso más eficiente para fabricar un producto ya arraigado. (Consulta los capítulos 7 y 8.)
- ✔ **Desarrollo de modelos y comprobación del potencial predictivo de las teorías.** Esta rama de la química recibe el nombre de *química teórica* y

consiste en el desarrollo de modelos de sistemas químicos por ordenador. Es el mundo de las matemáticas y los ordenadores. Algunos de los profesionales de esta especialidad ni siquiera tienen una bata de laboratorio. (Consulta los capítulos 6 y 15.)

- ✔ **Medición de las propiedades físicas de las sustancias.** Tanto los profesionales como los estudiantes miden el punto de fusión y el punto de ebullición de compuestos nuevos. Miden la solidez de un filamento polimérico nuevo o determinan el octanaje de un nuevo carburante. (Consulta el capítulo 10.)

A qué podrías dedicarte si te graduaras en química

Aunque estés haciendo tu primer curso de química, tal vez te plantees cómo sería tu vida si te graduaras en química. Quizá imagines a todos los químicos encerrados en un laboratorio mohoso trabajando para alguna gran compañía química, pero hay muchos que ocupan puestos de trabajo en una diversidad de espacios, como los siguientes:

- ✔ **Controles de calidad.** Someten materias primas, productos intermedios y productos finales a pruebas de pureza para asegurarse de que cumplen las especificaciones. También ofrecen ayuda técnica al cliente o examinan productos devueltos.
- ✔ **Investigación industrial.** Quienes se dedican a esta profesión realizan gran cantidad de pruebas físicas y químicas con materiales. Desarrollan productos nuevos o perfeccionan productos ya existentes trabajando a veces con clientes concretos para formular productos que cubran unas necesidades específicas. También pueden prestar asistencia técnica a los clientes.
- ✔ **Representantes de ventas.** También se puede ejercer como representante de ventas para empresas que comercialicen productos químicos o farmacéuticos. Llaman a los clientes y los informan de los nuevos productos que se están desarrollando, o ayudan a los clientes a resolver problemas.
- ✔ **Químicos forenses.** Analizan muestras tomadas en la escena de un crimen o muestras para detectar estupefacientes. También los llaman para declarar en juicios como testigos expertos.
- ✔ **Químicos medioambientales.** Trabajan en sitios como plantas purificadoras de agua, agencias para la protección del medio ambiente, ministerios de energía o instituciones parecidas. Este tipo de trabajo atrae a los entusiastas de la química que también son aficionados a disfrutar de la naturaleza. Suelen salir al exterior para obtener sus propias muestras.
- ✔ **Conservación del patrimonio artístico e histórico.** Los especialistas en química también trabajan en la restauración de obras de arte y a veces se dedican a detectar

falsificaciones. Estos expertos preservan el patrimonio del deterioro que sufre por la contaminación del aire y el agua.

- ✔ **Enseñanza de la química.** Los graduados en química que ejercen la docencia pueden enseñar física y química en centros de enseñanza. Los profesores de química de las universidades suelen dirigir proyectos de investigación y trabajar con estudiantes de posgrado. También pueden especializarse en la enseñanza de la química en organismos tales como las sociedades de química.

Estas solo son algunas de las profesiones que pueden ejercer los químicos. Ni siquiera he mencionado los campos de la legislación, la medicina, la redacción de informes técnicos, las relaciones gubernamentales o las labores de consultoría. Los especialistas en química intervienen en casi todos los ámbitos de la sociedad. ¡Algunos hasta escriben libros!

Capítulo 2

Una ojeada a los cálculos químicos

En este capítulo

- Familiarízate con las unidades de medida del sistema internacional
- Descubre cómo trabajar con números muy grandes o muy pequeños
- Comprueba la exactitud y la precisión de las medidas
- Resuelve problemas relacionados con la conversión de unidades
- Manéjate con los dígitos significativos

En química se hacen un montón de cálculos; nada que no puedas manejar. Son cálculos aritméticos y de álgebra simple. Para entender bien los cálculos que te encontrarás, debes conocer estos detalles cruciales.

Debes familiarizarte con el sistema de unidades que se usa en química, el sistema internacional de unidades de medida (SI), al que quizá conozcas con el nombre de sistema métrico decimal. También debes conocer un método muy útil para plantear problemas: la conversión de unidades. Asimismo necesitarás conocer bien los dígitos significativos y saber redondearlos. En general, este capítulo contiene un montón de matemáticas, pero no desesperes. El dominio de los fundamentos que hay aquí te servirá para adentrarte en el resto del libro y para superar cualquier curso de química que se te ponga por delante.

El SI de unidades de medida

Buena parte del trabajo que realizan los químicos consiste en medir propiedades físicas, como la masa, el volumen o la longitud de una sustancia.

Como esos datos deben entenderlos todos los científicos de todo el mundo, hay que comunicarlos en un idioma de medida común para todos. Ese idioma es el sistema internacional de unidades, relacionado con el sistema métrico decimal, que seguro que has usado a menudo. Hay pequeñas diferencias entre el sistema métrico decimal y el SI, pero en su mayor parte son muy parecidos.

En este apartado vas a ver la relación entre los prefijos del SI y sus unidades básicas para magnitudes físicas, así como algunas conversiones de unidades sajonas muy usadas a unidades del SI.

Los prefijos básicos del SI

Para usar de forma correcta el SI, debes conocer bien el significado de cada prefijo. La buena noticia es que el SI es un sistema decimal. En otras palabras, es fácil de usar siempre y cuando te sepas los prefijos.

El SI cuenta con unidades básicas para la masa, la longitud, el volumen y otras muchas magnitudes. Los prefijos modifican las unidades básicas; por ejemplo, *kilo-* significa 1000; un kilogramo vale 1000 gramos y un kilómetro, 1000 metros. Usa la tabla 2-1 como referencia rápida para consultar las abreviaturas y el significado de algunos prefijos seleccionados del SI.

Tabla 2-1 Prefijos del SI de unidades de medida

Prefijo	*Símbolo*	*Significado*
tera-	T	$1000000000000 = 10^{12}$
giga-	G	$1000000000 = 10^{9}$
mega-	M	$1000000 = 10^{6}$
kilo-	k	$1000 = 10^{3}$
hecto-	h	$100 = 10^{2}$
deca-	da	$10 = 10^{1}$
deci-	d	$0{,}1 = 10^{-1}$
centi-	c	$0{,}01 = 10^{-2}$
mili-	m	$0{,}001 = 10^{-3}$
micro-	μ	$0{,}000001 = 10^{-6}$
nano-	n	$0{,}000000001 = 10^{-9}$
pico-	p	$0{,}000000000001 = 10^{-12}$

Unidades de longitud

La unidad básica del SI para la longitud es el *metro*. La definición exacta de un metro ha variado con los años. Ahora se define como la distancia que recorre la luz en el vacío en 1/299 792 458 s. Algunas unidades de longitud del SI son:

1 milímetro (mm) = 1000 micrómetros (µm)
1 centímetro (cm) = 10 milímetros (mm)
1 metro (m) = 100 centímetros (cm)
1 kilómetro (km) = 1000 metros (m)

Conversión al SI de algunas unidades de longitud sajonas muy frecuentes:

1 milla (mi) = 1,61 kilómetros (km)
1 pie (ft) = 30,48 centímetros (cm)
1 pulgada (in) = 2,54 centímetros (cm)

Unidades de masa

La unidad básica del SI para la masa es el *kilogramo*, que se corresponde con la masa del cilindro patrón de platino-iridio que se guarda en la Oficina Internacional de Pesos y Medidas. Algunas unidades de masa del SI son:

1 miligramo (mg) = 1000 microgramos (µg)
1 gramo (g) = 1000 miligramos (mg)
1 kilogramo (kg) = 1000 gramos (g)

Conversión al SI de algunas unidades de masa sajonas muy frecuentes:

1 libra (lb) = 454 gramos (g) = 0,454 kilogramos (kg)
1 onza (oz) = 28,4 gramos (g)

Unidades de volumen

La unidad básica el volumen en el SI es el *metro cúbico*. No obstante, los químicos suelen usar el *litro*, que equivale a 0,001 m^3. Algunas unidades de volumen del SI son:

1 mililitro (mL) = 1 centímetro cúbico (cm^3) = 1000 microlitros (µL)
1 litro (L) = 1000 mililitros (mL)

Unidades de temperatura

El *kelvin* es la unidad básica de temperatura en el SI. El *cero absoluto* se corresponde con 0 K, que es la temperatura a la que se detiene por completo el movimiento atómico/molecular. El agua se congela a 273 K y hierve a 373 K. Estas son las tres fórmulas esenciales para convertir temperaturas:

Para transformar grados Celsius en grados Fahrenheit: $°F = (9/5)\ °C + 32$
Para transformar grados Fahrenheit en grados Celsius: $°C = (5/9)\ (°F - 32)$
Para transformar grados Celsius en kelvins: $K = °C + 273$

Unidades de presión

La unidad básica del SI para la presión es el *pascal*, de forma que 1 pascal equivale a 1 newton por metro cuadrado. El newton es una unidad de fuerza que se corresponde con 1 $kg{\cdot}m/s^2$. Pero la presión también se puede expresar de otras maneras, así que estas son algunas conversiones frecuentes de unidades de presión:

1 milímetro de mercurio (mm Hg) = 1 torr
1 atmósfera (atm) = 760 milímetros de mercurio (mm Hg) = 760 torr
1 atmósfera (atm) = 101 kilopascales (kPa)

Unidades de energía

La unidad básica del SI para la energía (el calor es una de sus formas) es el julio, pero la mayoría de la gente aún usa la unidad de calor del sistema métrico, la caloría. Algunas conversiones frecuentes de unidades de energía son:

1 caloría (cal) = 4,184 julios (J)
1 caloría nutricional (Cal) = 1 kilocaloría (kcal) = 4184 julios (J)

Manéjate con números muy grandes y muy pequeños

La gente que trabaja con la química se siente muy cómoda con números muy grandes y muy pequeños. Por ejemplo, para hablar de la cantidad de moléculas de sacarosa que hay en un gramo de azúcar común, hay que recurrir a un número muy, muy grande. Pero para expresar el peso de una molécula de sacarosa en gramos, se necesita un número muy, muy pequeño. Podríamos usar las fórmulas habituales en química, pero las cantidades y los cálculos se volverían inmensos, así que, para facilitar y agilizar las operaciones con números verdaderamente altos o bajos, en química se recurre a la notación científica o exponencial. Los próximos apartados ilustran cómo simplificar la tarea para operar con números muy grandes y pequeños.

La notación exponencial y científica

La *notación exponencial* sirve para representar un número por medio de un valor multiplicado por una potencia de diez. La marca decimal se puede colocar en cualquier parte del número siempre que la potencia de diez se ajuste en consecuencia. En *notación científica* la marca decimal siempre se sitúa entre el primer y el segundo dígito; además, el primer dígito tiene que ser un número distinto de cero.

Imagina que tienes un objeto que mide 0,001 25 m de longitud. Ese número se puede expresar de diversas maneras mediante potencias. Algunas son las siguientes:

$$0{,}001\ 25\ \text{m} = \begin{cases} 0{,}012\ 5 \times 10^{-1}\ \text{m} \\ 0{,}125 \times 10^{-2}\ \text{m} \\ 1{,}25 \times 10^{-3}\ \text{m} \\ 12{,}5 \times 10^{-4}\ \text{m} \end{cases}$$

Todas estas variantes son matemáticamente correctas como números expresados en notación exponencial. Pero en la notación científica, la marca decimal debe colocarse de tal modo que a su izquierda solo haya un número distinto del cero. El único número del ejemplo anterior que está expresado en

notación científica es $1,25 \times 10^{-3}$ m. La mayoría de los científicos escriben los números en notación científica.

A continuación tienes algunas potencias de diez junto con los números que representan:

$1 \times 10^{0} = 1$
$1 \times 10^{1} = 1 \times 10 = 10$
$1 \times 10^{2} = 1 \times 10 \times 10 = 100$
$1 \times 10^{3} = 1 \times 10 \times 10 \times 10 = 1000$
$1 \times 10^{4} = 1 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 = 10\ 000$
$1 \times 10^{5} = 1 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10\ 10 \times 10 = 100\ 000$
$1 \times 10^{-1} = 1/10 = 0,1$
$1 \times 10^{-2} = 1/100 = 0,01$
$1 \times 10^{-3} = 1/1000 = 0,001$
$1 \times 10^{-10} = 1/10\ 000\ 000\ 000 = 0,000\ 000\ 0001$

Sumar y restar

Para sumar y restar números expresados en notación científica o exponencial todos deben estar elevados a la misma potencia de diez. Si no lo están, hay que convertirlos para que cumplan esta norma. Aquí tienes un ejemplo de cómo realizar una suma:

$(1,5 \times 10^{3}\ g) + (2,3 \times 10^{2}\ g) = (15 \times 10^{2}\ g) + (2,3 \times 10^{2}\ g) =$
$= 17,3 \times 10^{2}$ g (notación exponencial) =
$= 1,73 \times 10^{3}$ g (notación científica)

Las restas se efectúan siguiendo el mismo procedimiento.

Multiplicar y dividir

Para multiplicar números expresados en notación exponencial, hay que multiplicar los coeficientes (los números) y sumar los exponentes (las potencias de diez):

$(9,25 \times 10^{-2}\ m) \times (1,37 \times 10^{-5}\ m) = (9,25 \times 1,37) \times 10^{(-2\ +\ (-5))}\ m^{2} =$
$= 12,7 \times 10^{-7}\ m^{2} = 1,27 \times 10^{-6}\ m^{2}$

Para dividir números expresados en notación exponencial, divide los coeficientes y resta el exponente del denominador al exponente del numerador:

$(8{,}27 \times 10^{5}\ \text{g}) \ / \ (3{,}25 \times 10^{3}\ \text{mL}) =$
$= (8{,}27 \times 3{,}25) \times 10^{5-3}\ \text{g/mL} =$
$= 2{,}54 \times 10^{2}\ \text{g/mL}$

Elevar un número a una potencia

Para elevar a una potencia un número expresado en notación exponencial hay que elevar el coeficiente a esa potencia y después multiplicar el exponente por esa potencia:

$(4{,}33 \times 10^{-5}\ \text{cm})^{3} = (4{,}33)^{3} \times 10^{-5\times3}\ \text{cm}^{3} = 81{,}2 \times 10^{-15}\ \text{cm}^{3} = 8{,}12 \times 10^{-14}\ \text{cm}^{3}$

Usa una calculadora

Las calculadoras científicas ahorran un montón de trabajo de cálculo, lo que te permitirá dedicar más tiempo a pensar sobre el problema en sí.

La calculadora sirve para sumar y restar números expresados en notación exponencial sin tener que convertirlos antes para ponerlos en la misma potencia de diez. Lo único que hay que hacer es tener cuidado para introducir correctamente el número del exponente.

Supongo que tu calculadora tiene una tecla con las letras *EXP*. EXP significa $\times$ *10*^{x}. Después de pulsar la tecla EXP hay que indicar la potencia. Por ejemplo, para introducir en la calculadora el número $6{,}25 \times 10^{3}$, hay que teclear 6,25, pulsar EXP y después marcar el número 3. Si el exponente fuera negativo y quisieras introducir el número $6{,}05 \times 10^{-12}$, tendrías que teclear 6,05, EXP, 12 y la tecla +/-.

RECUERDA Cuando utilices una calculadora científica, no introduzcas la parte ×10 del número exponencial. Pulsa la tecla EXP en lugar de insertar esa parte del número.

Marca la diferencia entre la exactitud y la precisión

Siempre que efectúes mediciones, debes tener en cuenta dos elementos. La *exactitud* expresa cuánto se acerca la medida al valor admitido o real. La *precisión* indica hasta qué punto concuerdan entre sí diversas mediciones. En química, las mediciones tienen que ser *reproducibles*; es decir, deben tener un grado elevado de precisión. En química la mayor parte del tiempo se dedica a tomar medidas y promediarlas. Cuanto más se parecen esos datos entre sí, más fiables son las mediciones. Sin embargo, también queremos que las mediciones sean exactas, muy cercanas a la realidad. Pero muchas veces se desconoce de antemano la respuesta correcta. De ahí que haya que recurrir a la precisión para guiarse.

Por ejemplo, supón que les pides a cuatro estudiantes de laboratorio que efectúen tres mediciones de la longitud del mismo objeto. Los datos que obtienen son:

	Estudiante 1	*Estudiante 2*	*Estudiante 3*	*Estudiante 4*
Prueba 1	27,77 cm	27,30 cm	27,55 cm	27,30 cm
Prueba 2	27,30 cm	27,60 cm	27,55 cm	27,29 cm
Prueba 3	27,56 cm	27,97 cm	27,53 cm	27,31 cm
Media	27,54 cm	27,62 cm	27,54 cm	27,30 cm

La longitud admitida del objeto asciende a 27,55 cm. ¿Cuál de los estudiantes merece mejor nota en laboratorio? Los estudiantes 1 y 3 presentan cifras muy cercanas al valor aceptado si solo se tienen en cuenta sus medias. (La media, que resulta de sumar entre sí todas las mediciones y dividir el número resultante entre la cantidad de mediciones sumadas, suele considerarse más útil que cualquier valor aislado.) Tanto el estudiante 1 como el 3 han determinado con exactitud la longitud del objeto. Los valores medios de los

estudiantes 2 y 4 no se acercan mucho al valor aceptado, así que sus datos no se consideran exactos.

No obstante, al examinar cada una de las mediciones de los estudiantes 1 y 3, se aprecia una variación muy grande entre todos los valores del estudiante 1. Los datos obtenidos no concuerdan muy bien entre sí; su precisión es baja aunque la exactitud sea buena. Las mediciones del estudiante 3 sí coinciden bastante entre sí, así que son buenas tanto en exactitud como en precisión. El estudiante 3 merece una calificación más alta que el estudiante 1.

Ni el estudiante 2 ni el 4 tienen valores medios cercanos al valor aceptado; ninguna de sus determinaciones son muy exactas. A pesar de ello, el estudiante 4 presenta valores muy cercanos entre sí; la precisión es buena. Lo más probable es que ese estudiante cometiera algún error sistemático en su forma de medir. El estudiante 2 no exhibe ni buena exactitud ni buena precisión. La exactitud y la precisión de los cuatro se resumiría de la siguiente manera:

	Exactitud	*Precisión*
Estudiante 1	Elevada	Baja
Estudiante 2	Baja	Baja
Estudiante 3	Elevada	Elevada
Estudiante 4	Baja	Elevada

Por lo común, las mediciones con un nivel elevado de precisión también son bastante exactas. Como los científicos o estudiantes no conocen de antemano el valor aceptado, aspiran a conseguir una alta precisión con la esperanza de que la exactitud también sea elevada. Aunque este no fue el caso del estudiante 4.

Resolución de problemas con el método de conversión de unidades

Puede ocurrirte alguna vez que no veas con claridad cómo plantear un problema de química para resolverlo. La calculadora científica se encargará de las mates, pero no te dirá qué debes multiplicar o qué debes dividir.

Por eso necesitas conocer el *método de conversión de unidades*, también denominado *método de cálculo de los factores* de conversión. Ese método te ayudará a plantear problemas de química y a resolverlos correctamente. El método de conversión de unidades se rige por dos reglas básicas:

- ✔ **Regla 1.** Escribe siempre las unidades de medida junto con el número. Rara vez tendrás un número sin ninguna unidad. El número pi (π) es la principal excepción que se me ocurre.
- ✔ **Regla 2.** Realiza las operaciones matemáticas *con* las unidades y no las elimines hasta que, por fin, llegues a la unidad que necesitas como respuesta final. En todos los pasos debes tener un enunciado matemático correcto.

Imagina que tienes un objeto que viaja a 75 millas/por hora y que quieres calcular su velocidad en kilómetros por segundo. Para calcularlo usando el método de conversión de unidades has de seguir estos pasos:

1. **Anota los datos de los que partes:**

   $$\frac{75\ \text{mi}}{\text{h}}$$

   Fíjate en que, de acuerdo con la regla 1, la ecuación muestra la unidad y el número asociado a ella.

2. **Convierte las millas a pies y cancela la unidad de las millas de acuerdo con la regla 2:**

   $$\frac{75\ \cancel{\text{mi}}}{\text{h}} \times \frac{5280\ \text{ft}}{1\ \cancel{\text{mi}}}$$

3. **Convierte los pies en pulgadas:**

   $$\frac{75\ \cancel{\text{mi}}}{\text{h}} \times \frac{5280\ \cancel{\text{ft}}}{\cancel{\text{mi}}} \times \frac{12\ \text{in}}{1\ \cancel{\text{ft}}}$$

4. **Convierte las pulgadas en centímetros:**

   $$\frac{75\ \cancel{\text{mi}}}{\text{h}} \times \frac{5{,}280\ \cancel{\text{ft}}}{\cancel{\text{mi}}} \times \frac{12\ \cancel{\text{in}}}{1\ \cancel{\text{ft}}} \times \frac{2{,}54\ \text{cm}}{1\ \cancel{\text{in}}}$$

5. **Convierte los centímetros en metros:**

$$\frac{75\ \cancel{\text{mi}}}{\text{h}} \times \frac{5280\ \cancel{\text{ft}}}{\cancel{\text{mi}}} \times \frac{12\ \cancel{\text{in}}}{1\ \cancel{\text{ft}}} \times \frac{2{,}54\ \cancel{\text{cm}}}{1\ \cancel{\text{in}}} \times \frac{1\ \text{m}}{100\ \cancel{\text{cm}}}$$

6. **Convierte los metros en kilómetros:**

$$\frac{75\ \cancel{\text{mi}}}{\text{h}} \times \frac{5280\ \cancel{\text{ft}}}{\cancel{\text{mi}}} \times \frac{12\ \cancel{\text{in}}}{1\ \cancel{\text{ft}}} \times \frac{2{,}54\ \cancel{\text{cm}}}{1\ \cancel{\text{in}}} \times \frac{1\ \cancel{\text{m}}}{100\ \cancel{\text{cm}}} \times \frac{1\ \text{km}}{1000\ \cancel{\text{m}}}$$

7. **Para y estira las piernas.**

8. **Ahora convierte las horas del denominador inicial en minutos:**

$$\frac{75\ \cancel{\text{mi}}}{\cancel{\text{h}}} \times \frac{5280\ \cancel{\text{ft}}}{\cancel{\text{mi}}} \times \frac{12\ \cancel{\text{in}}}{1\ \cancel{\text{ft}}} \times \frac{2{,}54\ \cancel{\text{cm}}}{1\ \cancel{\text{in}}} \times \frac{1\ \cancel{\text{m}}}{100\ \cancel{\text{cm}}} \times \frac{1\ \text{km}}{1000\ \cancel{\text{m}}} \times \frac{1\ \cancel{\text{hr}}}{60\ \text{min}}$$

9. **Convierte los minutos en segundos:**

$$\frac{75\ \cancel{\text{mi}}}{\cancel{\text{h}}} \times \frac{5280\ \cancel{\text{ft}}}{\cancel{\text{mi}}} \times \frac{12\ \cancel{\text{in}}}{1\ \cancel{\text{ft}}} \times \frac{2{,}54\ \cancel{\text{cm}}}{1\ \cancel{\text{in}}} \times \frac{1\ \cancel{\text{m}}}{100\ \cancel{\text{cm}}} \times \frac{1\ \text{km}}{1000\ \cancel{\text{m}}} \times \frac{1\ \cancel{\text{hr}}}{60\ \cancel{\text{min}}} \times \frac{1\ \cancel{\text{min}}}{60\ \text{s}}$$

10. **Realiza las operaciones matemáticas para calcular la respuesta ahora que ya tienes las unidades en kilómetros por segundo:**

    0,033 528 km/s

11. **Redondea la respuesta para quedarte con la cantidad adecuada de dígitos significativos.**

    En el próximo apartado encontrarás detalles sobre cómo hacerlo. La respuesta redondeada de este problema es:

    0,034 km/s = $3{,}4 \times 10^{-2}$ km/s

Fíjate en que, aunque el planteamiento del ejemplo anterior es correcto, no es el único procedimiento posible. Dependiendo de los factores de conversión que conozcas y utilices, podrá haber muchas formas correctas de plantear un problema y llegar a la respuesta correcta. Mira este otro ejemplo para asegurarte de que dominas este método.

Supón que tienes un objeto con un área de 35 pulgadas cuadradas y que tienes que calcular esa misma área en metros cuadrados.

Sigue estos pasos sencillos para efectuar el cálculo.

1. **Anota los datos de los que partes:**

   $$\frac{35\ \text{in}^2}{1}$$

2. **Convierte las pulgadas en centímetros.**

   Tienes que cancelar pulgadas cuadradas. Debes elevar las pulgadas al cuadrado en la nueva fracción. Si elevas al cuadrado la unidad, entonces también tienes que elevar al cuadrado el número; y si elevas al cuadrado el denominador, también hay que elevar al cuadrado el numerador:

   $$\frac{35\ \cancel{\text{in}}^2}{1} \times \frac{(2{,}54\ \text{cm})^2}{(1\ \cancel{\text{in}})^2}$$

3. **Convierte los centímetros cuadrados en metros cuadrados de la misma manera:**

   $$\frac{35\ \cancel{\text{in}}^2}{1} \times \frac{(2{,}54\ \cancel{\text{cm}})^2}{(1\ \cancel{\text{in}})^2} \times \frac{(1\ \text{m})^2}{(100\ \cancel{\text{cm}})^2}$$

4. **Ahora que ya tienes las unidades en metros cuadrados, realiza las operaciones para calcular el resultado:**

   $0{,}022\ 5806\ \text{m}^2$

5. **Redondea la respuesta para quedarte con la cantidad adecuada de dígitos significativos (en el próximo apartado verás cómo hacerlo):**

   $0{,}023\ \text{m}^2 = 2{,}3 \times 10^{-2}\ \text{m}^2$

Uno de los conceptos que aparecen con más frecuencia en los capítulos introductorios de cualquier manual de química es el de densidad. La *densidad* se define como la masa dividida entre el volumen (densidad = masa/volumen). A continuación vas a ver cómo usar esa definición con el método de conversión de unidades.

Halla la densidad, en g/cm^3, de una muestra de un líquido, si sabes que 2,00 pies cúbicos de dicho líquido pesan 97,5 libras.

Para resolver este problema debes hacer algunos pasos:

1. **Extrae la información del problema:**

   Volumen = 2,00 ft^3 Masa = 97,5 lb Densidad = ? g/cm^3

2. **Coloca los datos de masa y volumen dentro de la fórmula de la densidad.**

   $$\frac{97{,}5\ \text{lb}}{2{,}00\ \text{ft}^3}$$

3. **Convierte las libras en gramos:**

   $$\frac{97{,}5\ \cancel{\text{lb}}}{2{,}00\ \text{ft}^3} \times \frac{453{,}6\ \text{g}}{1\ \cancel{\text{lb}}}$$

4. **Convierte los pies cúbicos en pulgadas cúbicas:**

   $$\frac{97{,}5\ \cancel{\text{lb}}}{2{,}00\ \cancel{\text{ft}}^3} \times \frac{453{,}6\ \text{g}}{1\ \cancel{\text{lb}}} \times \frac{(1\ \cancel{\text{ft}})^3}{(12\ \text{in})^3}$$

   Si elevas una unidad a una potencia, también tienes que elevar el número a esa misma potencia.

5. **Convierte las pulgadas cúbicas en centímetros cúbicos:**

   $$\frac{97{,}5\ \cancel{\text{lb}}}{2{,}00\ \cancel{\text{ft}}^3} \times \frac{453{,}6\ \text{g}}{1\ \cancel{\text{lb}}} \times \frac{(1\ \cancel{\text{ft}})^3}{(12\ \cancel{\text{in}})^3} \times \frac{(1\ \cancel{\text{in}})^3}{(2{,}54\ \text{cm})^3}$$

6. **Realiza los cálculos:**

   Densidad = 0,780 896 g/cm^3 = 0,781 g/cm^3

Con un poco de práctica acabarás amando y valorando el método de conversión de unidades. A mí hasta me sirvió para aprobar el curso de

iniciación a la física.

Aprende a manejarte con los dígitos significativos

Los *dígitos significativos* son la cantidad de cifras que hay que dar en la respuesta final a un problema matemático. Si digo que un alumno resolvió que cierto objeto tiene una densidad de 2,3 g/mL, mientras que otro halló como solución del mismo problema que la densidad era 2,272 589 g/mL, es posible que pienses que el segundo dato se obtuvo a partir de un experimento más exacto. Puede que fuera así, pero también podría ser, una vez más, que te equivocaras. No habría manera de saber si el experimento del segundo alumno fue más exacto a menos que ambos hubieran seguido la convención de los dígitos significativos.

RECUERDA La cantidad de dígitos que das en la respuesta final a un problema aporta cierta información sobre la exactitud con que efectuaste la medición. La cantidad de dígitos significativos está limitada por la exactitud de la medición.

En este apartado descubrirás cómo determinar la cantidad de dígitos significativos de un número, cómo saber cuántos dígitos significativos debes incluir en una respuesta final y cómo redondear la respuesta con la cantidad adecuada de dígitos significativos.

Compara números: exactos y contados frente a medidos

Si te pido que cuentes la cantidad de coches que hay en tu familia, lo harás sin necesidad de usar conjeturas. La respuesta podrá ser 0, 1, 2 o 10, pero sabes exactamente cuántos coches tienes. Esos números son lo que se denominan *números contados*. Si te pregunto cuántos centímetros hay en un metro, responderás 100. Este número es un *número exacto* y lo es por definición. Pero también es exacto el número de centímetros que hay en una pulgada: 2,54. En ambos casos, en el de los números exactos y los contados, no hay duda de cuál es la respuesta. Al usar estos tipos de números no hay que preocuparse por los dígitos significativos.

Pero imagina ahora que os pido a ti y a cuatro de tus amigos que midáis por separado la longitud de un objeto con la mayor exactitud que os permita una cinta métrica. Los resultados que me dais son: 2,67 m, 2,65 m, 2,68 m, 2,61 m y 2,63 m. ¿Quién de vosotros midió bien? Todos estáis sujetos al error experimental. Vuestras respuestas son *números medidos*, que siempre llevan asociado algún error. La cantidad de dígitos significativos en una respuesta la determina el último número medido fiable. Verás cómo hacerlo en el siguiente apartado.

Determina la cantidad de dígitos significativos en un número medido

Para determinar la cantidad de dígitos significativos en un número medido debes seguir las siguientes reglas:

> ✔ **Regla 1.** Todos los dígitos distintos de cero son significativos. Todos los números, del uno al nueve, son significativos, así que 676 contiene tres dígitos significativos, $5,3 \times 10^5$ contiene dos y 0,2456 contiene cuatro. Los ceros son lo único que debe preocuparte.
>
> ✔ **Regla 2.** Todos los ceros situados entre dígitos distintos de cero son significativos. Por ejemplo, 303 contiene tres dígitos significativos, 425 003 704 contiene nueve y $2,037 \times 10^{-6}$ contiene cuatro.
>
> ✔ **Regla 3.** Todos los ceros a la izquierda del primer dígito distinto de cero son no significativos. Por ejemplo, 0,0023 contiene dos dígitos significativos y 0,000 005 002 3 (expresado en notación científica como $5,0023 \times 10^{-6}$) contiene cinco.
>
> ✔ **Regla 4.** Los ceros a la derecha del último dígito distinto de cero son significativos si hay una coma decimal. Por ejemplo, 3030,0 contiene cinco dígitos significativos, 0,000 230 340 contiene seis y $6,303\,00 \times 10^7$ también contiene seis.
>
> ✔ **Regla 5.** Los ceros a la derecha del último dígito distinto de cero son no significativos si no hay ninguna coma decimal. En realidad, una forma más correcta de decirlo sería que en realidad no sabes si existen esos ceros si no hay una coma decimal. Tendrías que tener alguna idea sobre cómo se midió el valor. Pero en general se usa esta regla a modo de convención. Por ejemplo, 72 000 contiene dos dígitos significativos y 50 500 tiene tres.

Da la cantidad correcta de dígitos significativos

En general, la cantidad de dígitos significativos que se da al realizar un cálculo viene determinada por el valor medido menos preciso. El valor considerado la medición menos precisa depende de las operaciones matemáticas efectuadas.

Sumas y restas

En las sumas y restas hay que dar como respuesta la misma cantidad de decimales que tenga el número con menos decimales de todos. Por ejemplo, imagina que sumas las siguientes cantidades:

2,675 g + 3,25 g + 8,872 g + 4,5675 g

La calculadora dará como resultado 19,3645, pero tú debes redondear ese número hasta las centésimas, porque 3,25 es el número de la suma con menos decimales de todos. Así que debes redondear el resultado a 19,36. (Consulta el siguiente apartado para conocer las reglas del redondeo.)

Multiplicaciones y divisiones

Al multiplicar o dividir debes dar un resultado con la misma cantidad de dígitos significativos que el número con la menor cantidad de dígitos significativos. Recuerda que no hay que tener en cuenta los números contados ni los exactos para extraer dígitos significativos. Por ejemplo, imagina que calculas la densidad en gramos por litro de un objeto que pesa 25,357 3 g (6 dígitos significativos) cuyo volumen es 10,50 mL (4 dígitos significativos). La operación sería:

$$\frac{25{,}3573\ \text{g}}{10{,}5\ \cancel{\text{mL}}} \times \frac{1000\ \cancel{\text{mL}}}{1\ \text{L}}$$

La calculadora arrojará el resultado 2 414,981 000. Como el primer número de la operación tiene seis dígitos significativos y el segundo tiene solo cuatro (la cifra 1 000 mL/L no cuenta porque es una conversión exacta), deberás dar una respuesta final con cuatro números significativos, así que tendrás que redondear la respuesta a 2415 g/L.

Redondea números

Para redondear números utiliza las siguientes reglas:

- ✔ **Regla 1.** Si el primer número que hay que eliminar es un cinco o mayor, quítalo junto con el resto de los números que lo siguen y súmale uno al último número que conserves.

  Por ejemplo, supón que quieres redondear 237,786 hasta dejarlo con cuatro dígitos significativos. Eliminarás el 6 y el 8, pero como seis es mayor que cinco, deberás sumarle uno al siete que conservas, así que la respuesta redondeada será 237,8.

- ✔ **Regla 2.** Si el primer número que hay que eliminar es menor que cinco, elimínalo junto con todos los números siguientes y deja tal cual el último número que conserves.

  Así, si redondeas 2,354 27 hasta dejarlo con tres dígitos significativos, elimina el 4, el 2 y el 7. Como el primer número que quitas es un cuatro, que es menor que cinco, el último número que conservas debe quedarse igual: 5. La respuesta redondeada será pues 2,35.

RECUERDA

Solo debes redondear la respuesta final. No redondees ninguno de los valores utilizados durante la realización de los cálculos.

Capítulo 3

Materia y energía

En este capítulo

- Conoce los estados de la materia y sus transformaciones
- Diferencia entre sustancias puras y mezclas
- Analiza las propiedades de las sustancias químicas
- Descubre los tipos de energía
- Mide la energía en enlaces químicos

Entra en una habitación y enciende la luz. Mira a tu alrededor; ¿qué ves? Tal vez una mesa, algunas sillas, una lámpara, un ordenador en marcha. Pero lo cierto es que todo lo que ves es materia y energía. Hay muchos tipos de materia y muchos tipos de energía pero, a la postre, lo único que hay son esas dos cosas: materia y energía. Antes se pensaba que eran independientes y distintas, pero ahora se sabe que están relacionadas.

En este capítulo conocerás los dos elementos esenciales del universo, la materia y la energía. Analizarás los diferentes estados de la materia y qué ocurre cuando pasa de uno a otro. Te enseñaré a usar el sistema de unidades de medida para medir la materia y la energía y también verás los tipos de energía.

Entra en materia

Observa lo que te rodea. Todo lo que ves (la silla, el agua que estás bebiendo, el papel en el que se imprimió este libro) es materia. La materia es todo lo que

tiene masa y ocupa un espacio. Constituye la parte material del universo. (Más adelante en este mismo capítulo te hablaré de la energía, la otra parte del universo.)

Hay dos maneras de considerar la materia desde un punto de vista científico: con una perspectiva macroscópica o con una microscópica. La descripción básica de cada una de ellas es:

- ✔ La consideración *macroscópica* de la materia la contempla como aquello que se puede observar a simple vista (un trozo de carbón, 5 kg de azúcar, un pellizco de sal). El mundo macroscópico es el que tanto tú como yo percibimos directamente a través de los sentidos. La mayoría de la gente usa esta perspectiva al observar el mundo que la rodea.
- ✔ En química esa perspectiva puede pasar a ser microscópica. El nivel *microscópico* no es tan solo el que se ve a través de un microscopio, sino que se prolonga mucho más allá. Es el nivel de las partículas individuales, como los átomos de carbón, las moléculas de azúcar y los iones de sodio y cloro (no te impacientes, te hablaré de todas esas cosas en los próximos capítulos). La perspectiva microscópica es el mundo de las teorías y los modelos científicos.

En ciencias se cambia constantemente de una perspectiva a la otra sin necesidad de pararse a pensarlo y yo tengo la esperanza de que a ti llegue a resultarte más cómodo manejarte con ambas formas de ver la materia.

Con independencia de la perspectiva empleada, la materia existe en uno de estos tres estados: sólido, líquido y gaseoso.

Sólidos

A un nivel macroscópico, ese en el que disfrutamos de una observación directa a través de los sentidos, un sólido tiene una forma definida y ocupa un volumen definido. Piensa en un cubo de hielo dentro de un vaso: es un sólido. Es fácil pesarlo y medir su volumen. En el nivel microscópico (donde los elementos son tan pequeños que no se pueden ver a simple vista), las partículas que conforman el hielo están muy unidas entre sí y apenas se mueven (mira la figura 3-1a).

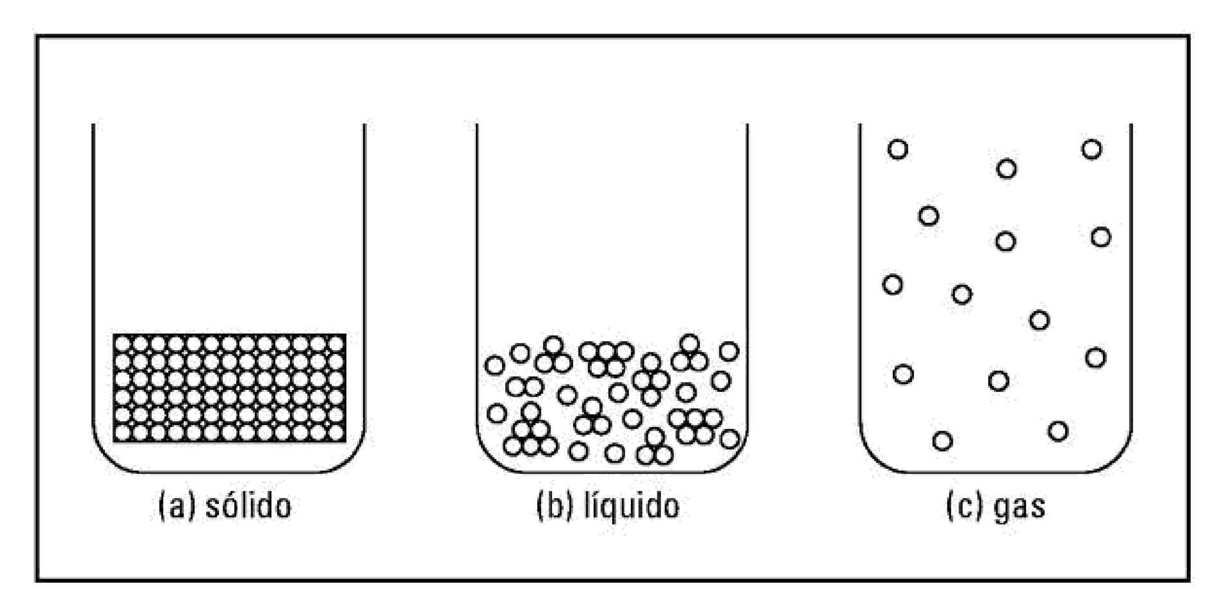


Figura 3-1:
Los estados sólido (a), líquido (b) y gaseoso (c) de la materia.

Las partículas que conforman el hielo (también llamadas *moléculas de agua*) están muy juntas entre sí y apenas tienen movimiento porque, como sucede en muchos sólidos, las partículas se encuentran confinadas en una estructura rígida y organizada de patrones repetidos que recibe el nombre de *red cristalina*. Las partículas contenidas dentro de la red cristalina todavía se mueven, pero poco (más bien es una vibración ligera). Dependiendo de las partículas, esta red cristalina puede tener diferentes estructuras.

Líquidos

Cuando se funde un cubo de hielo, se transforma en líquido. A diferencia de los sólidos, los líquidos no tienen forma definida, pero sí un volumen definido, igual que los sólidos. Por ejemplo, una taza de agua dentro de un vaso alto y fino adopta una forma distinta a la que tendría dentro de un molde para tartas, pero en ambos casos, el volumen de agua es el mismo: una taza. ¿Por qué? Las partículas de los líquidos no se encuentran mucho más separadas entre sí que las de los sólidos, en realidad, pero se mueven mucho más (mira la figura 3-1b).

Algunas de las partículas de los líquidos pueden distar poco entre sí por encontrarse amontonadas en pequeños grupos. Como en los líquidos las partículas se mueven mucho más deprisa, las fuerzas de atracción entre ellas no son tan firmes como en los sólidos (por eso los líquidos no tienen una forma definida). Sin embargo, estas fuerzas de atracción son lo bastante

intensas como para mantener la sustancia concentrada en una gran masa (un líquido) en lugar de dejar que se disperse por todo el lugar.

Gases

Si calientas agua puedes convertirla en *vapor*, la forma gaseosa del agua. Un gas no posee ni forma ni volumen definidos. En un gas, las partículas se encuentran mucho más separadas entre sí que en los sólidos o líquidos (mira la figura 3-1c) y cada una de ellas sigue un movimiento bastante independiente del de las demás. Debido a la distancia que mantienen entre sí y al movimiento independiente de cada una de ellas, el gas se expande y cubre todo el espacio que lo contiene (y, por tanto, no tiene forma definida).

Como las partículas del gas están separadas por una gran distancia, es fácil comprimir un gas, pero no un sólido o, en cierta medida, un líquido, puesto que en estos dos las partículas ya se encuentran muy juntas y es difícil juntarlas más. Al presionar un globo se consigue que las partículas del gas se aprieten más entre sí gracias a todo el espacio vacío que hay entre ellas. Consulta el capítulo 6 para saber más sobre gases.

Ahora hielo, ahora agua: lo mismo en distinto estado

Cuando una sustancia pasa de un estado de la materia a otro, el proceso resultante es un *cambio de estado*. Durante este proceso suceden algunas cosas interesantes que describo en los siguientes apartados.

¡Me derrito, me derrito! ¡Oh, qué mundo este!

Imagina que sacas un trozo grande de hielo del congelador y lo pones en una olla grande sobre la placa de la cocina. Si mides la temperatura del trozo de hielo tal vez esté a −5 °C. Si sigues midiendo la temperatura mientras se calienta el hielo, verás que empieza a subir a medida que las partículas que lo conforman vibran cada vez más deprisa dentro de su red cristalina. Después de un tiempo, algunas de las partículas se moverán tan deprisa que se liberarán de la red cristalina, la cual (es la que mantiene sólido un sólido) acabará desmoronándose. El sólido empieza a pasar del estado sólido al líquido (un proceso llamado *fusión*). La temperatura a la que se produce la fusión se

denomina punto de fusión de esa sustancia. El punto de fusión del hielo es 0 °C.

Si observas la temperatura del hielo a medida que se funde, verás que se mantendrá estable a 0 °C hasta que se haya derretido todo el hielo. Durante este cambio de estado (o *cambio de fase*), la temperatura permanece constante; la energía que le añades se invierte en desmoronar la red cristalina, para liberar las partículas en forma de líquido. El líquido contiene más energía que el hielo (porque las partículas de los líquidos se mueven más deprisa que las de los sólidos), aunque el hielo y el agua líquida estén a la misma temperatura. Esto se da en todos los cambios de fase, es decir, durante el cambio de fase en sí la temperatura permanece constante.

Punto de ebullición

Si calientas una olla llena de agua fría (o si continúas calentando la que tenía hielo fundido del apartado anterior), la temperatura del agua sube y las partículas se mueven cada vez más deprisa a medida que absorben el calor. La temperatura aumenta hasta que el agua alcanza el siguiente cambio de estado: la ebullición. Con el movimiento cada vez más rápido de las partículas a medida que se calientan, empiezan a romper las fuerzas de atracción entre ellas y a moverse libremente en forma de vapor: un gas. El proceso por el que una sustancia pasa del estado líquido al gaseoso se denomina *ebullición*. La temperatura a la que un líquido empieza a hervir se llama *punto de ebullición*. El punto de ebullición depende de la presión atmosférica, pero el del agua al nivel del mar asciende a 100 °C. La temperatura del agua hirviendo se mantiene constante hasta que toda ella se ha convertido en vapor.

Puedes tener tanto agua como vapor a 100 °C. Tienen la misma temperatura, pero el vapor tiene mucha más energía (porque las partículas se mueven de manera independiente y muy deprisa). Como el vapor tiene más energía, las quemaduras con vapor suelen ser mucho más graves que las quemaduras con agua hirviendo, porque transfieren a la piel una carga mayor de energía. Este detalle me lo recordó una mañana que intenté planchar una arruga de la camisa ¡que llevaba puesta! ¡Mi piel y yo damos fe de que el vapor contiene un montón de energía!

El proceso del paso del agua del estado sólido a gas se puede resumir así:

hielo → agua → vapor

Como la partícula básica del hielo, el agua y el vapor es la molécula de agua (que en terminología química es H_2O), ese mismo proceso se puede representar como

$H_2O(s) \rightarrow H_2O(l) \rightarrow H_2O(g)$

En este caso *s* indica sólido, *l* indica líquido y *g* significa gas. Esta última expresión es mucho mejor porque a diferencia del H_2O, la mayoría de las sustancias químicas no cuentan con nombres específicos para sus formas sólida, líquida y gaseosa.

Punto de congelación

Si enfrías una sustancia gaseosa, verás los cambios de fase que se producen, que son:

- ✔ **Condensación,** o paso de gas a líquido.
- ✔ **Congelación,** o paso de líquido a sólido.

Las partículas de gas tienen gran cantidad de energía, pero cuando se enfrían, esa energía se reduce. Las fuerzas de atracción tienen entonces la oportunidad de apretar más las partículas entre sí y formar un líquido. Este proceso recibe el nombre de *condensación*. Las partículas se encuentran ahora en conglomerados (algo característico de las partículas en un estado líquido), pero a medida que pierden más energía con el enfriamiento, las partículas empiezan a alinearse entre sí y se forma un sólido; eso se conoce como *congelación*. La temperatura a la que esto sucede se denomina *punto de congelación* de la sustancia en cuestión.

RECUERDA

El punto de congelación es el mismo que el punto de fusión: la temperatura a la que el líquido consigue convertirse en sólido o a la que el sólido se convierte en líquido. De manera análoga, la temperatura de condensación es la misma que el punto de ebullición.

Los cambios de estado que experimenta el agua de gas a sólido se pueden representar así:

$$H_2O(g) \rightarrow H_2O(l) \rightarrow H_2O(s)$$

¡Esto es sublime!

Casi todas las sustancias siguen la progresión lógica de sólido a líquido y a gas al calentarlas (o viceversa al enfriarlas). Pero hay algunas sustancias que pasan directamente del estado sólido al gaseoso sin pasar por la fase líquida. Ese proceso se llama *sublimación*. El hielo seco —dióxido de carbono sólido, que se representa como $CO_2(s)$—, es el ejemplo clásico de sublimación. (Las bolas de naftalina y ciertos ambientadores sólidos también sufren el proceso de la sublimación. En el caso del hielo seco se nota que las partículas reducen su tamaño a medida que el sólido empieza a convertirse en un gas, pero no se forma ningún líquido durante este cambio de fase; si has visto hielo seco alguna vez, recordarás que suele ir acompañado de una nube blanca). Las sesiones de magia y las funciones de teatro usan a menudo hielo seco para crear un efecto de bruma o niebla. La nube blanca que vemos no es el gas de dióxido de carbono (el gas en sí es incoloro), sino que es la condensación del vapor de agua del aire debida al frío del hielo seco.

El proceso de la sublimación se representa así:

$$CO_2(s) \rightarrow CO_2(g)$$

El proceso inverso a la sublimación lo constituye la *deposición* (el paso directo del estado gaseoso al estado sólido). Un método para purificar el yodo sólido consiste en calentarlo un poco. Este se sublima y entonces atraviesa una deposición sobre una superficie más fría. Muchas veces esa superficie más fría es un instrumento de laboratorio que se parece a un gran tubo de ensayo lleno de hielo que suele denominarse *dedo frío*.

Clasificación de sustancias puras y mezclas

Uno de los procesos básicos de la ciencia es la clasificación. Acabas de ver que la materia se clasifica en sólida, líquida o gaseosa, pero también se puede

clasificar de otras maneras. En este apartado aprenderás a clasificar la materia bien como sustancia pura o como mezcla (consulta la figura 3-2).

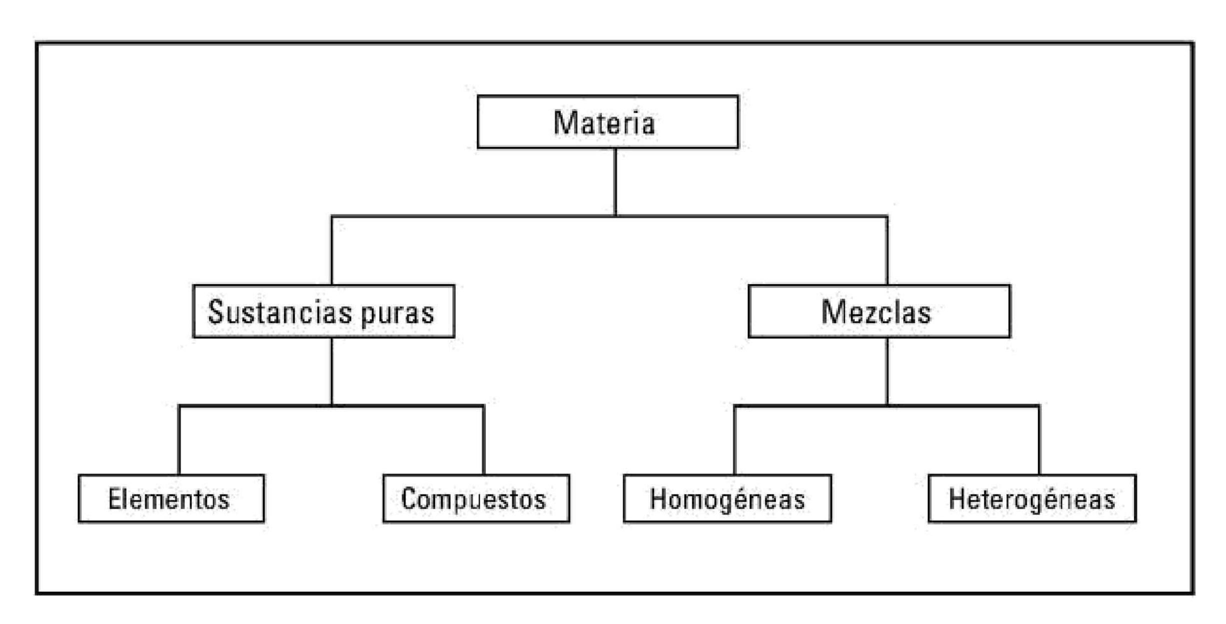


Figura 3-2:
Clasificación de la materia.

Simplifícate la vida con sustancias puras

Una *sustancia pura* tiene una composición definida y constante, como la sal o el azúcar. Una sustancia pura puede ser un elemento o un compuesto, pero su composición no varía.

Elemental, mi querido lector

Un *elemento* está formado por una única clase de átomo. Un *átomo* es la partícula más pequeña de un elemento que conserva todas las propiedades de dicho elemento. Por ejemplo, el oro es un elemento. Si divides una y otra vez un trozo de oro hasta que lo único que quede sea una partícula diminuta que ya no se pueda desmenuzar más sin que pierda las propiedades que hacen que el oro sea oro, entonces tendrás un átomo.

Todos los átomos de un mismo elemento tienen la misma cantidad de protones. Los *protones* son partículas subatómicas (partículas de un átomo). Hay tres tipos de partículas subatómicas y las verás en el capítulo 4 en todo su esplendor.

RECUERDA

Lo que hay que recordar aquí es que los elementos son los bloques constitutivos de la materia y que se representan en una curiosa tabla que quizá hayas visto alguna que otra vez: la tabla periódica. (Si no la has visto nunca, no es más que una lista de los elementos. En el capítulo 5 hay una, por si quieres echarle una ojeada.)

Compuestos para la ocasión

Un *compuesto* está formado por una proporción determinada de dos o más elementos. Por ejemplo, el agua (H_2O) es un compuesto formado por dos elementos, hidrógeno (H) y oxígeno (O). Estos elementos se combinan de un modo muy específico (en una proporción de dos átomos de hidrógeno por cada átomo de oxígeno (de ahí H_2O). Muchos compuestos contienen hidrógeno y oxígeno, pero solo uno tiene esa proporción concreta y precisa de dos de hidrógeno por cada una de oxígeno (2:1) que tiene el agua. Pero, aunque el agua se componga de hidrógeno y oxígeno, el compuesto agua no tiene las propiedades físicas y químicas del hidrógeno o el oxígeno: las propiedades del agua son únicas, completamente distintas de los dos elementos que la conforman.

Los elementos constitutivos de un compuesto se pueden separar con facilidad si se recurre a alguna clase de reacción química.

Mesa de mezclas

Las *mezclas* son combinaciones físicas de sustancias puras (elementos o compuestos) que no tienen ninguna composición definida o constante (la composición de una mezcla varía según quién la prepare). Supón que les encargo a dos personas que me preparen un cóctel margarita (una mezcla deliciosa). A menos que ambas personas utilicen exactamente la misma receta, cada mezcla variará un tanto en cuanto a cantidades relativas de tequila, de licor triple seco, etcétera. Elaborarán dos mezclas ligeramente distintas. Sin embargo, cada componente de una mezcla (es decir, cada sustancia pura que la conforma, que en el ejemplo del cóctel es cada uno de los ingredientes) conserva su propio conjunto de características físicas y químicas. Por eso resulta bastante sencillo separar las distintas sustancias de una mezcla.

Aunque cuesta separar mediante procedimientos químicos los elementos específicos que forman un compuesto, las distintas partes de una mezcla se pueden separar con facilidad mediante procedimientos físicos, como la filtración. Por ejemplo, supón que tienes una mezcla de sal y arena, y que quieres limpiar la arena quitándole la sal. Puedes hacerlo si añades agua, disuelves la sal y después filtras la mezcla. Lo que te quede será arena pura.

Existen dos formas distintas de mezclas:

- ✔ **Mezclas homogéneas.** Este tipo de mezcla, a veces llamada *solución* o *disolución*, es bastante uniforme en cuanto a composición; cualquier porción de la mezcla es como todas las demás. Si disuelves azúcar en agua y las agitas muy bien, la mezcla será básicamente igual con independencia de la muestra que tomes.
- ✔ **Mezclas heterogéneas.** Si pones azúcar en un frasco, añades arena y sacudes el frasco cerrado un par de veces, la mezcla no tendrá la misma composición en todo el frasco. Como la arena pesa más, probablemente habrá más arena abajo y más azúcar en la parte superior. En este caso tienes una *mezcla heterogénea*, una mezcla cuya composición varía de un lugar a otro dentro de la muestra.

Propiedades privadas

Para estudiar las sustancias químicas hay que analizar dos clases de propiedades:

- ✔ **Propiedades químicas** son las que permiten convertir una sustancia en otra de nueva creación y describen cómo reacciona una sustancia con otras sustancias. ¿Se convierte una sustancia en algo completamente nuevo al añadirle agua, como el sodio metálico que se convierte en hidróxido de sodio? ¿Se quema en el aire?
- ✔ **Propiedades físicas** son las que describen las características físicas de una sustancia. El color, brillo, dureza, etcétera de una sustancia conforman sus propiedades físicas, así como su capacidad para conducir la electricidad.

Algunas propiedades físicas son *propiedades extensivas*, aquellas que dependen de la cantidad de materia presente. La masa y el volumen son propiedades

extensivas. Un trozo grande de oro tiene más masa y volumen que un trozo más pequeño. En cambio, las *propiedades intensivas* no dependen de la cantidad de materia disponible. La dureza es una propiedad intensiva. Un trozo grande de oro, por ejemplo, tiene la misma dureza que un trozo pequeño. La masa y el volumen de esos dos trozos difieren (son propiedades extensivas), pero la dureza es la misma. Las propiedades intensivas son especialmente útiles en química porque se pueden usar para identificar una sustancia.

Identifica sustancias por la densidad

La densidad es una de las propiedades intensivas más útiles de una sustancia, porque permite identificarla con más facilidad. Por ejemplo, conocer la diferencia de densidad entre el cuarzo y el diamante permite a los joyeros tasar un anillo de compromiso con rapidez y facilidad. La *densidad* (*d*) es la razón entre la masa (*m*) y el volumen (*v*) de una sustancia. Su expresión matemática es:

$$d = \frac{m}{v}$$

Normalmente la masa se da en gramos (g) y el volumen, en mililitros (mL), así que la densidad se expresa en g/mL. Como el volumen de los líquidos varía un tanto con la temperatura, en química también suele especificarse la temperatura a la que se mide una densidad. La mayoría de las obras de referencia dan los datos de densidad a 20 °C, porque viene a ser la temperatura ambiente y es fácil de medir sin calentar ni enfriar demasiado. Por ejemplo, la densidad del agua a 20 °C es 1 g/mL.

Otra magnitud de la que oirás hablar es la *gravedad específica*, que es el cociente entre la densidad de una sustancia y la densidad del agua a la misma temperatura. La gravedad específica no es más que otra manera de resolver el problema de la variación del volumen de los líquidos con la temperatura. La gravedad específica se usa para analizar la orina en los hospitales y para describir el líquido de la batería de los coches en talleres de reparación de automóviles. Presta atención porque la gravedad específica no tiene ninguna unidad de medida asociada, ya que las unidades g/mL aparecen tanto en el numerador como en el denominador, así que una anula a la otra. En la mayoría de los casos, la densidad y la gravedad específica son casi iguales, lo que hace que, por lo común, se use simplemente la densidad.

CONSEJO

A veces verás que la densidad se da en g/cm^3 o g/cc. Estas unidades son equivalentes a g/mL. Un cubo que mida 1 cm de lado tiene un volumen de 1 mililitro (1 mL). Como 1 mL = 1 cm^3, entonces g/mL y g/cm^3 son intercambiables. Y como un centímetro cúbico (1 cm^3) suele abreviarse mediante cc, g/cc también significa lo mismo. En ámbitos médicos se habla mucho en cc. Cuando te administren una inyección de 10 cc, te pondrán 10 mililitros de líquido. Eso es una buena dosis. ¡Ten por seguro que saldría corriendo en sentido contrario si viera que un enfermero se me acerca con una inyección de 10 cc!).

¿Cuál es tu densidad? Cómo medir la densidad

Calcular la densidad es bastante simple. Mides la masa de un objeto con una báscula o balanza y determinas su volumen; luego divides la masa entre el volumen.

El volumen de un líquido es fácil de determinar, pero en el caso de los sólidos puede resultar complejo. Si el objeto es un sólido regular, como un cubo, puedes medir sus tres dimensiones y calcular el volumen multiplicando el largo, por el ancho, por la altura (volumen $= l \times a \times h$). Pero si se trata de un sólido irregular, como una piedra, cuesta más determinar su volumen. Con sólidos irregulares se puede medir el volumen usando el principio de Arquímedes.

El *principio de Arquímedes* dice que el volumen de un sólido es igual al volumen del agua que desaloja. El matemático griego Arquímedes descubrió esta máxima en el siglo III a. C. y con ella es mucho más fácil calcular la densidad de un objeto. Imagina que quieres medir el volumen de una piedra pequeña para conocer su densidad. En primer lugar, pon agua dentro de un cilindro graduado en mililitros y toma nota del volumen. (El ejemplo de la figura 3-3 indica 25 mL.) A continuación introduce la piedra dentro del cilindro asegurándote de que está completamente sumergida y vuelve a hacer la lectura del volumen (29 mL en la figura 3-3). La diferencia entre ambos volúmenes (4 mL) es el volumen de la piedra.

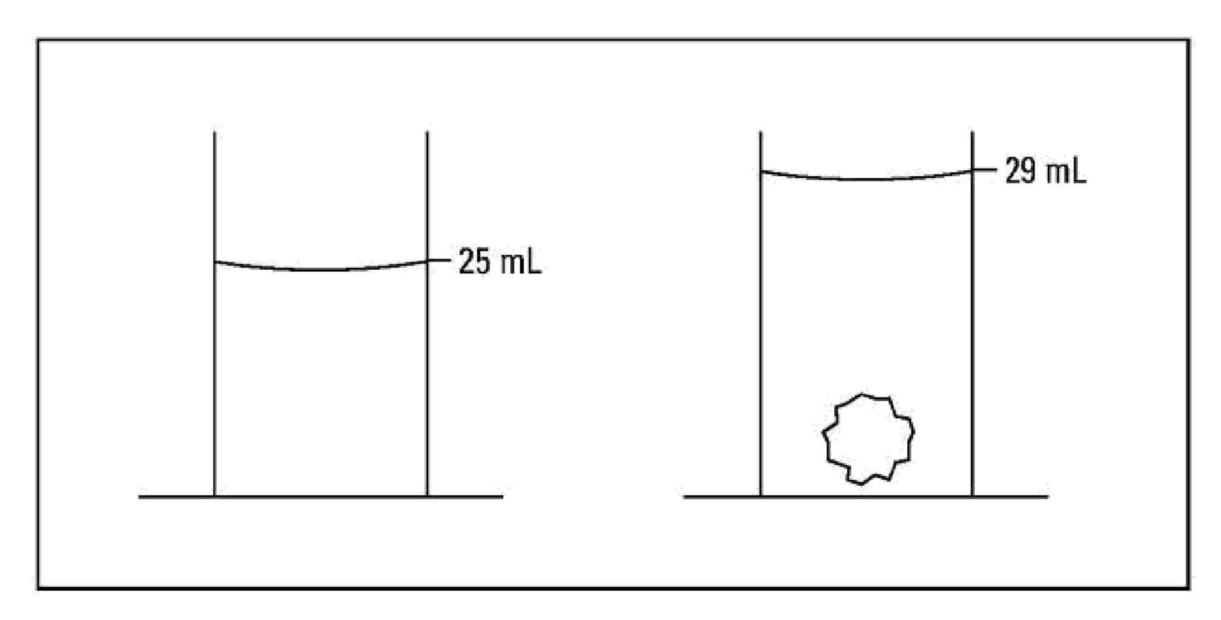


Figura 3-3:
Cálculo del volumen de un sólido irregular: el principio de Arquímedes.

Todo lo que tiene menos densidad que el agua flota en ella y todo con una densidad mayor que 1 g/mL se hunde.

Por el puro placer de saber, la tabla 3-2 relaciona la densidad de algunos materiales muy comunes.

Tabla 3-1: Densidad de sólidos y líquidos frecuentes

Sustancia	*Densidad (g/mL)*
Gasolina	0,68
Hielo	0,92
Agua	1,00
Sal común	2,16
Hierro	7,86
Plomo	11,38
Mercurio	13,55
Oro	19,3

Fíjate en que el oro tiene una densidad bastante elevada. Cada uno de los

lingotes de oro que custodian los bancos centrales pesa unos 12 kg. Acuérdate de eso cuando veas a los ladrones de las películas metiendo varios lingotes en un saco que luego se echan a la espalda para llevárselos a cuestas.

Si se conoce la densidad de una sustancia y su masa o su volumen, se puede calcular el dato que falte.

EJEMPLO

Imagina que tienes una muestra de mercurio de 25,0 mL (d = 13,55 g/mL). ¿Qué masa tendrá esa muestra de mercurio?

Para resolverlo sigue estos pasos:

1. **Comienza con la fórmula de la densidad.**

$$d = \frac{m}{v}$$

2. **Transfórmala para despejar la masa y poder calcularla.**

$m = dv$

3. **Introduce los datos de la densidad y el volumen, y calcula la masa (*m*):**

$$m = \frac{13{,}55\ \text{g}}{1\ \text{mL}} \times \frac{25{,}0\ \text{mL}}{1} = 339\ \text{g}$$

El mundo en marcha: la energía

La materia es una de las dos cosas que conforman el universo. La otra es la energía. La *energía* es la capacidad de realizar un trabajo. Y, si te pasa como a mí, a eso de las cinco de la tarde casi no te quedará energía para trabajar.

La energía adopta diversas formas: energía calorífica, energía lumínica, energía eléctrica, energía mecánica; y hay dos categorías especialmente importantes en química: la energía cinética y la energía potencial.

El movimiento se demuestra andando: energía cinética

La *energía cinética* es energía del movimiento. Una pelota de béisbol lanzada hacia el bateador tiene gran cantidad de energía cinética (tal como sabrá cualquiera que haya recibido un pelotazo con una de esas bolas). Los choques entre partículas en movimiento y la consiguiente transferencia de energía cinética hacen que se produzcan reacciones químicas. En química se estudian a veces las partículas en movimiento, sobre todo gases, porque conocer la energía cinética de esas partículas ayuda a dilucidar si tendrá lugar una reacción particular.

La energía cinética de las partículas en movimiento se puede transferir de una partícula a otra. ¿Has jugado alguna vez al billar? Transfieres energía cinética desde el taco que mueves hasta la bola blanca, que a su vez (si todo va bien) golpeará la bola a la que apuntaste.

La energía cinética se puede convertir en otros tipos de energía. En una presa hidroeléctrica, la energía del agua que cae se convierte en energía eléctrica. De hecho, hay una ley científica (la *ley de la conservación de la energía*) que dice que en las reacciones químicas (o procesos físicos) convencionales, la energía no se crea ni se destruye, sino que puede transformarse de una forma en otra. (Esta ley no funciona, en cambio, con reacciones nucleares. En el capítulo 20 encontrarás por qué.)

El que guarda, halla: energía potencial

Imagina que le das una patada a un balón de fútbol y se queda colgado en un árbol. Al lanzar el balón hacia arriba le has dado energía cinética (energía de movimiento); entonces, ¿adónde ha ido a parar esa energía? Se ha convertido en la otra gran clase de energía: energía potencial.

La *energía potencial* es energía almacenada. Los objetos pueden contener energía potencial dependiendo del lugar en el que se encuentren. La pelota de fútbol que se quedó enganchada en el árbol tiene energía potencial debido a su altura. Si cayera, esa energía potencial se convertiría en energía cinética. (¡Ten cuidado!)

La energía potencial debida a la posición no es la única clase que existe de energía potencial. De hecho, en química no interesa mucho la energía

potencial debida a la posición. Interesa mucho más la energía almacenada (energía potencial) en los *enlaces químicos*, que son las fuerzas que mantienen unidos los átomos de los compuestos.

El funcionamiento del cuerpo humano precisa gran cantidad de energía. ¿Qué pasaría si no pudiéramos guardar la energía que obtenemos de la comida? Tendríamos que comer a todas horas para que el cuerpo siguiera funcionando. (¡Mi esposa dice que yo como a todas horas igualmente!).Pero los humanos podemos almacenar energía en forma de enlaces químicos. Más tarde, cuando necesitamos energía, el organismo rompe esos enlaces y la libera.

Lo mismo sucede con los carburantes que usamos para calentar la casa y mover el coche. La energía se encuentra almacenada en esos carburantes (la gasolina, por ejemplo) y se libera cuando ocurren ciertas reacciones químicas.

Medición de la energía

La energía cinética es fácil de medir. Se puede hacer usando un instrumento bastante simple: un termómetro. Sin embargo, medir la energía potencial puede ser una tarea compleja. La energía potencial de una pelota enganchada en un árbol está relacionada con la masa del objeto y con la altura a la que se encuentra desde el suelo. La energía potencial contenida en los enlaces químicos guarda relación con el tipo de enlace y con la cantidad de enlaces que pueden llegar a romperse. Como la medición de la energía potencial es una tarea algo avanzada para alguien que se está iniciando en la química, dedicaré los apartados que quedan a mostrar cómo medir la energía cinética.

Echa una ojeada a la temperatura

Cuando miras la temperatura del aire, lo que mides en realidad es la energía cinética (energía de movimiento) media de las partículas de gas que hay en ese lugar. Cuanto más deprisa se mueven esas partículas, más alta es la temperatura.

No todas las partículas se mueven con la misma velocidad. Algunas se mueven con velocidades intermedias entre dos extremos. La temperatura que mide el termómetro depende de la energía cinética media de las partículas.

Probablemente uses la escala centígrada o Celsius (°C) para medir temperaturas, pero en ciencias suele usarse también la escala Kelvin (K). En la figura 3-4 se comparan las tres escalas de temperatura que existen tomando como puntos de referencia el de congelación y el de ebullición del agua.

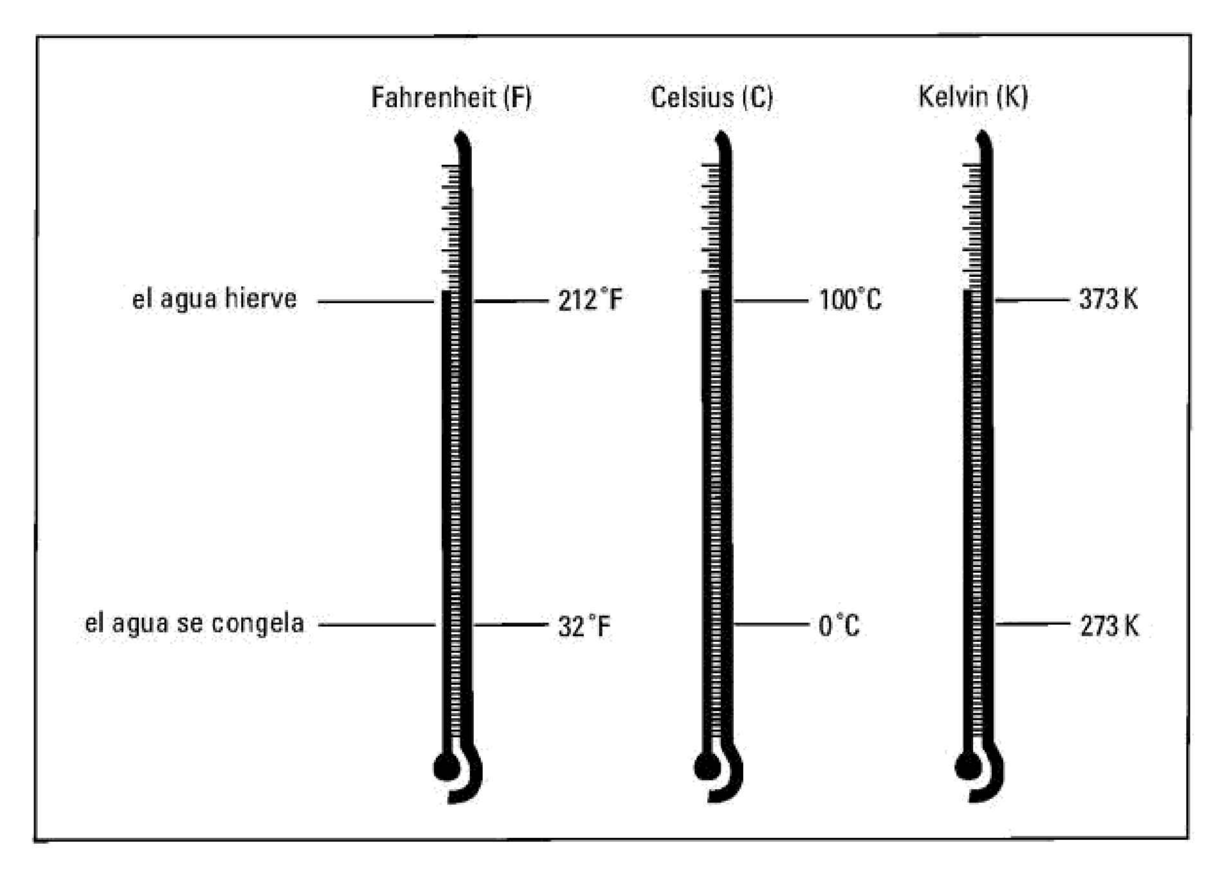


Figura 3-4:
Comparación de las escalas de temperatura Fahrenheit, Celsius y Kelvin.

Tal como se ve en la figura 3-4, el agua hierve a 100 °C (373 K) y se congela a 0 °C (273 K). Para obtener la temperatura en kelvins hay que sumar 273 a la temperatura en grados Celsius. La expresión matemática es:

$$K = °C + 273$$

Tal vez te interese saber cómo convertir de Fahrenheit a Celsius y viceversa (porque la mayoría de la gente en Estados Unidos aún piensa en grados Fahrenheit). Estas son las ecuaciones que necesitas:

$$°C = \frac{5}{9}(°F - 32)$$

Asegúrate de restar 32 a la temperatura que tengas en Fahrenheit antes de multiplicar por 5/9.

$$°F = \frac{9}{5}(°C) + 32$$

Asegúrate de multiplicar la temperatura Celsius por 9/5 antes de sumar 32.

Vamos, pon en práctica estas ecuaciones para confirmar que la temperatura normal del cuerpo, de 37 °C, se corresponde con 98,6 °F.

A lo largo de este libro uso, sobre todo, la escala Celsius, pero para describir el comportamiento de los gases uso la escala Kelvin.

Entra en calor

En química, el calor no es lo mismo que la temperatura. Cuando mides la temperatura de algo, mides lo frío o lo caliente que está comparado con otra cosa. Al describir los gases en el capítulo 6, te diré que la temperatura de un gas es una medida de la energía cinética media de sus partículas individuales. El *calor*, por su parte, es la energía térmica que fluye entre dos objetos en contacto si cada uno de ellos se encuentra a distinta temperatura. Hablaré más sobre el calor en el capítulo 10.

La unidad del calor en el SI es el *julio* (J), pero muchos químicos aún usan también la unidad del sistema métrico decimal para el calor, la *caloría* (cal). La relación entre ambas unidades es:

1 cal = 4,184 J

La caloría es una cantidad bastante pequeña de calor (la cantidad necesaria para elevar la temperatura de un gramo de agua en un grado Celsius). Como unidad más adecuada para el calor yo suelo usar la kilocaloría (kcal), que equivale a 1000 cal. Al quemar por completo una cerilla de cocina grande, se produce alrededor de 1 kcal (1000 cal) de calor.

Vale, está claro que no es un gas…

Estoy seguro de que a estas alturas ya has asimilado que la materia se da en tres estados: sólido, líquido y gaseoso. Pero hay algunas sustancias difíciles de clasificar dentro de uno de esos estados. El ejemplo clásico lo ofrece la masa de almidón de maíz. Para ver qué es lo que dificulta la clasificación de esta sustancia, busca un cuenco y vierte en él un par de tazas de almidón de maíz (mucha gente lo conoce por el nombre de una marca: Maicena). Añade agua poco a poco y ve amasando con las manos para que se mezcle todo bien. En algún momento llegarás a un punto en el que la mezcla se convierte en una sustancia no newtoniana; eso ocurre cuando al aplastar la masa con fuerza no se formen salpicaduras a tu alrededor.

Ponte un poco de masa en la mano y aplástala. Si la presionas con rapidez se vuelve sólida. Si la sueltas, la sustancia fluye como un líquido. Si la aprietas despacio, mantiene las características de un líquido. Esta sustancia no newtoniana fabricada en casa no se puede considerar ni un líquido ni un sólido.

Capítulo 4

¿Hay algo más pequeño que un átomo? La estructura atómica

En este capítulo

- Examina las partículas que conforman un átomo
- Observa el núcleo
- Descubre los electrones
- Entiende las configuraciones electrónicas
- Conoce los isótopos e iones

Recuerdo que me enseñaron algo sobre átomos cuando iba al colegio de niño. Mis profesores decían que son los bloques esenciales y, de hecho, usábamos bloques de madera para representar átomos. También recuerdo que me dijeron que los átomos son tan pequeños que nadie podría llegar a verlos. Imagina mi sorpresa cuando, años más tarde, aparecieron las primeras imágenes de los átomos. No eran muy detalladas, pero me hicieron pararme a pensar lo lejos que había llegado la ciencia. Aún me maravillo cuando veo imágenes de átomos.

En este capítulo te hablo de los átomos, los bloques constitutivos esenciales del universo. Abordo las tres partículas fundamentales del átomo: protones, neutrones y electrones. Y te digo dónde están localizados. También hay unas cuantas páginas dedicadas a los electrones en sí, porque las reacciones químicas (donde hay mucha química) dependen de la pérdida, la adquisición o el intercambio de electrones.

El átomo visto de cerca: partículas subatómicas

El *átomo* es la parte más pequeña de la materia que representa un elemento particular. Durante un tiempo se creyó que el átomo es la parte más pequeña de la materia que podía existir. Pero a finales del siglo XIX y comienzos del XX se descubrió que los átomos se componen a su vez de ciertas partículas subatómicas y que todos los elementos tienen sus átomos formados por esas mismas *partículas subatómicas*. Lo único que cambia es la cantidad de las distintas partículas subatómicas.

Los científicos reconocen ahora que existen muchas partículas subatómicas (los físicos están eufóricos con ello). Pero para triunfar en química solo necesitas conocer las tres partículas subatómicas principales:

- ✔ **Protón.** Es la partícula subatómica que ocupa el denso núcleo central del átomo y que tiene carga eléctrica positiva.
- ✔ **Neutrón.** Es la partícula subatómica situada en el denso núcleo central del átomo y que no tiene carga eléctrica.
- ✔ **Electrón.** Es la partícula subatómica que se encuentra fuera del denso núcleo central del átomo y que tiene carga negativa.

La tabla 4-1 resume las características de estas tres partículas subatómicas.

Tabla 4-1: Las tres partículas subatómicas principales

Nombre	*Símbolo*	*Carga*	*Masa (g)*	*Masa (uma)*	*Ubicación*
Protón	p^+	+1	$1{,}673 \times 10^{-24}$	1	Núcleo
Neutrón	n^0	0	$1{,}675 \times 10^{-24}$	1	Núcleo
Electrón	e^-	–1	$9{,}109 \times 10^{-28}$	0,0005	Fuera del núcleo

En la tabla 4-1, la masa de las partículas subatómicas se da de dos maneras: en gramos y en *uma*, que son *unidades de masa atómica*. Es mucho más fácil dar la masa en uma que usar su equivalente en gramos.

RECUERDA

Las unidades de masa atómica se basan en algo llamado la escala del carbono-12, un patrón universal que se adoptó para los pesos atómicos. Por consenso internacional, un átomo de carbono que contenga 6 protones y 6 neutrones tiene un peso atómico exacto de 12 uma, así que 1 uma es 1/12 de ese

átomo de carbono. (Pero ¿qué tendrá que ver el átomo de carbono con el número doce? Confía en mí.) Como la masa en gramos de protones y neutrones es casi idéntica, se dice que tanto los protones como los neutrones tienen una masa de 1 uma. Fíjate en que la masa de un electrón es mucho más pequeña que la de un protón o un neutrón. Se necesitan casi dos mil electrones para igualar la masa de un solo protón.

La tabla 4-1 también muestra la carga eléctrica asociada a cada partícula subatómica. La materia puede tener dos tipos de carga eléctrica: positiva o negativa. El protón porta una unidad de carga positiva, el electrón porta una unidad de carga negativa y el neutrón no tiene carga eléctrica, es neutro.

RECUERDA

A través de la observación se ha descubierto que objetos con cargas iguales, ya sea positiva o negativa, se repelen entre sí; y que los objetos de cargas distintas se atraen entre sí.

El átomo en sí no tiene carga. Es neutro. (Bueno, en realidad, más adelante en este mismo capítulo y en el capítulo 13, verás que ciertos átomos pueden ganar o perder electrones y adquirir carga eléctrica. Los átomos que adquieren carga, ya sea positiva o negativa, se llaman *iones*.) Entonces, ¿cómo puede ser neutro un átomo si contiene protones de carga positiva y electrones de carga negativa? Ah, buena pregunta. La respuesta es que tiene el mismo número de protones que de electrones, así que iguales cargas positivas y negativas se anulan entre sí.

La última columna de la tabla 4-1 relaciona la ubicación de las tres partículas subatómicas. Los protones y neutrones se encuentran dentro del núcleo, la región densa situada en el centro del átomo, mientras que los electrones yacen fuera del núcleo (mira el apartado de este mismo capítulo “Ubicación de los electrones dentro del átomo”, un poco más adelante).

El centro de atención: el núcleo

En 1911 Ernest Rutherford descubrió que los átomos tienen un *núcleo* (un centro) que contiene protones. Más tarde se supo que el núcleo también aloja al neutrón.

El núcleo es muy, muy pequeño y muy, muy denso comparado con el resto del átomo. El diámetro de un átomo suele medir unos 10^{-10} metros. (¡Poquísimo!) Los

núcleos atómicos rondan los 10^{-15} metros de diámetro. (¡Son verdaderamente pequeños!) Por ejemplo, si el estadio de fútbol Santiago Bernabéu fuera un átomo de hidrógeno, el núcleo tendría un tamaño similar al de un guisante.

Todos los protones del átomo se encuentran apiñados dentro del núcleo. Ahora tal vez estés pensando: "Pues cada protón tiene una carga positiva y las cargas iguales se repelen, así que, si todos los protones se repelen entre sí, ¿por qué no se deshace el núcleo?". Es *La Fuerza*, Luke. Las fuerzas que imperan en el interior del núcleo contrarrestan esa repulsión y mantienen el núcleo unido. Esas fuerzas se conocen en física como *pegamento nuclear*. Pero a veces ese *pegamento* no es lo bastante fuerte y el núcleo se descompone. En eso consiste la *radiactividad*.

El núcleo no solo es muy pequeño, sino que además alberga la mayoría de la masa del átomo. De hecho, a todos los efectos prácticos, la masa del átomo se corresponde con la suma de las masas de los protones y los neutrones. (Por lo general, se pasa por alto la masa diminuta de los electrones a menos que efectúe cálculos muy, muy precisos.)

La suma de la cantidad de protones más la cantidad de neutrones de un átomo se llama *número másico*. Y la cantidad de protones de un átomo particular recibe el nombre especial de *número atómico*. En química suele usarse la simbología de la figura 4-1 para indicar estos números correspondientes a un elemento determinado.

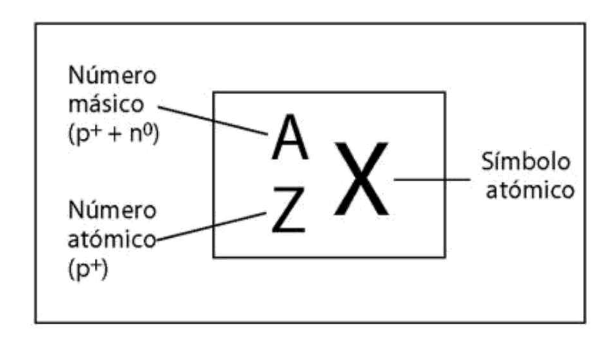


Figura 4-1:
Representación de un elemento concreto.

Tal como se ve en la figura 4-1, se usa el lugar de la *X* para indicar el símbolo químico del elemento. Encontrarás el símbolo químico en la tabla periódica o en una lista de los elementos. La tabla 4-2 es una lista de los elementos, pero en ella no están todos los elementos conocidos, sino solo aquellos que, seguramente, usarás en un curso de química. El lugar que ocupa la *Z* indica el número atómico (el número de protones del núcleo). La letra *A* representa el número másico, la suma del número de protones más el de neutrones, que se da en uma.

Tabla 4-2: Los elementos

Nombre	Símbolo	Número atómico	Masa atómica	Nombre	Símbolo	Número atómico	Masa atómica
Actinio	Ac	89	227.028	Cesio	Cs	55	132.905
Aluminio	Al	13	26.982	Cinc	Zn	30	65.39
Americio	Am	95	243	Circonio	Zr	40	91.224
Antimonio	Sb	51	121.76	Cloro	Cl	17	35.453
Argón	Ar	18	39.948	Cobalto	Co	27	58.933
Arsénico	As	33	74.922	Cobre	Cu	29	63.546
Astato	At	85	210	Criptón	Kr	36	83.8
Azufre	S	16	32.066	Cromo	Cr	24	51.996
Bario	Ba	56	137.327	Curio	Cm	96	247
Berilio	Be	4	9.012	Disprosio	Dy	66	162.5
Berkelio	Bk	97	247	Dubnio	Db	105	262
Bismuto	Bi	83	208.980	Einstenio	Es	99	252
Bohrio	Bh	107	262	Erbio	Er	68	167.26
Boro	B	5	10.811	Escandio	Sc	21	44.956
Bromo	Br	35	79.904	Estaño	Sn	50	118.71
Cadmio	Cd	48	112.411	Estroncio	Sr	38	87.62
Calcio	Ca	20	40.078	Europio	Eu	63	151.964
Californio	Cf	98	251	Fermio	Fm	100	257
Carbono	C	6	12.011	Flúor	F	9	18.998
Cerio	Ce	58	140.115	Fósforo	P	15	30.974

Masa atómica
2.990
04.383
30.948
3
27.60
58.925
7.88
32.038
58.934
38.029
0.942
33.84
31.29
26.905

Tabla 4-2 Los elementos *(continuación)*

Nombre	***Símbolo***	***Número atómico***	***Masa atómica***	***Nombre***	***Símbolo***	***Número atómico***	***Masa atómica***
Francio	Fr	87	223	Meitnerio	Mt	109	266
Gadolinio	Gd	64	157.25	Mendelevio	Md	101	258
Galio	Ga	31	69.723	Mercurio	Hg	80	200.59
Germanio	Ge	32	72.61	Molibdeno	Mo	42	95.94
Hafnio	Hf	72	178.49	Neodimio	Nd	60	144.24
Hassio	Hs	108	265	Neón	Ne	10	20.180
Helio	He	2	4.003	Neptunio	Np	93	237.048
Hidrógeno	H	1	1.0079	Níquel	Ni	28	58.69
Hierro	Fe	26	55.845	Niobio	Nb	41	92.906
Holmio	Ho	67	164.93	Nitrógeno	N	7	14.007
Indio	In	49	114.82	Nobelio	No	102	259
Iridio	Ir	77	192.22	Oro	Au	79	196.967
Iterbio	Yb	70	173.04	Osmium	Os	76	190.23
Itrio	Y	39	88.906	Oxígeno	O	8	15.999
Lantano	La	57	138.906	Paladio	Pd	46	106.42
Laurencio	Lr	103	262	Plata	Ag	47	107.868
Litio	Li	3	6.941	Platinum	Pt	78	195.08
Lutecio	Lu	71	174.967	Plomo	Pb	82	207.2
Magnesio	Mg	12	24.305	Plutonio	Pu	94	244
Manganeso	Mn	25	54.938	Polonio	Po	84	209

Nombre	*Símbolo*	*Número atómico*	*Masa atómica*	*Nombre*	*Símbolo*	*Número atómico*	*M a*
Potasio	K	19	39.098	Sodio	Na	11	2[illegible]
Praseodimio	Pr	59	140.908	Talio	Tl	81	2[illegible]
Prometio	Pm	61	145	Tántalo	Ta	73	1[illegible]
Protactinio	Pa	91	231.036	Tecnecio	Tc	43	9[illegible]
Radio	Ra	88	226.025	Teluro	Te	52	1[illegible]
Radón	Rn	86	222	Terbio	Tb	65	1[illegible]
Renio	Re	75	186.207	Titanio	Ti	22	4[illegible]
Rodio	Rh	45	102.906	Torio	Th	90	2[illegible]
Rubidio	Rb	37	85.468	Tulio	Tm	69	1[illegible]
Rutenio	Ru	44	101.07	Uranio	U	92	2[illegible]
Rutherfordio	Rf	104	261	Vanadio	V	23	5[illegible]
Samario	Sm	62	150.36	Wolframio	W	74	1[illegible]
Seaborgio	Sg	106	263	Xenón	Xe	54	1[illegible]
Selenio	Se	34	78.96	Yodo	I	53	1[illegible]
Silicio	Si	14	28.086				

Imagina que quieres representar el uranio. El número másico de un elemento concreto no aparece en la tabla periódica. Lo que figura en ella es la *masa atómica*, o *peso atómico*, que corresponde a la media de la masa de todas las formas de ese elemento particular, teniendo en cuenta la abundancia en la naturaleza de cada una de esas formas. Así que podrías representar el uranio tal como ilustra la figura 4-2.

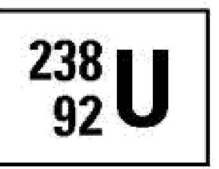


Figura 4-2:
Representación del uranio.

Sabes que el número atómico del uranio es 92 (cantidad de protones) y su número másico es 238 (protones más neutrones). Así que, si quieres conocer el número de neutrones del uranio, bastará con restar el número atómico (92 protones) al número másico (238 protones más neutrones). El número resultante indica que el uranio tiene 146 neutrones.

Pero ¿cuántos electrones tiene el uranio? Como el átomo es neutro (no tiene carga eléctrica), tiene que albergar la misma cantidad de cargas positivas y negativas. Así que cada átomo de uranio posee 92 electrones.

Ubicación de los electrones en el átomo

Los primeros modelos del átomo representaban los electrones girando alrededor del núcleo de forma aleatoria o como planetas en órbita alrededor del Sol. Pero a medida que se ha conocido mejor el átomo, se ha sabido que esa representación no era muy acertada. Hoy se usan dos modelos de la estructura atómica: el modelo de Bohr y el modelo cuántico. El modelo de Bohr es simple y bastante sencillo de entender; el modelo cuántico se basa en las matemáticas y es más difícil de comprender. Sin embargo, ambos ayudan a hacerse una idea del átomo, así que en los próximos apartados explico cada uno de ellos (sin recurrir a muchas matemáticas).

RECUERDA

Un modelo es útil porque contribuye a comprender lo que se observa

en la naturaleza. No es infrecuente que haya más de un modelo para ayudar a la gente a comprender un tema particular.

El modelo de Bohr

¿Has comprado alguna vez cristales para que las llamas de la chimenea se vean de diversos colores? ¿O has visto alguna vez fuegos artificiales y te has preguntado de dónde sale tanto colorido?

Pues sale de diferentes elementos. Si echas sal común (o cualquier sal que contenga sodio) a un fuego, tomará color amarillo. Las sales que contienen cobre producen una llama verde azulada. Y si observas las llamas a través de un *espectroscopio*, un instrumento que utiliza un prisma para separar la luz en sus distintos componentes, verás varias líneas de diversos colores. Esas líneas de diferentes colores crean un *espectro de líneas*.

El científico danés Niels Bohr explicó ese espectro de líneas mientras desarrollaba un modelo para el átomo. El modelo de Bohr muestra que los electrones de los átomos siguen órbitas de distinta energía alrededor del núcleo. Bohr empleó el término *niveles* (o *capas*) *de energía* para describir esas órbitas de distinta energía. Y dijo que la energía de un electrón está *cuantizada*, lo que significa que los electrones pueden hallarse en un nivel de energía u otro, pero no en un punto intermedio.

El nivel de energía que suele ocupar un electrón se denomina su *estado fundamental*. El electrón puede desplazarse a otro nivel, o capa, más energético, menos estable, si absorbe energía. Este estado de mayor energía y menos estable recibe el nombre de *estado excitado del electrón*.

Después del estado excitado, el electrón puede regresar al estado fundamental original liberando la energía que había absorbido (mira la figura 4-3), y aquí es donde entra la explicación del espectro de líneas. A veces la energía que liberan los electrones ocupa la parte del *espectro electromagnético* (el rango de longitudes de onda de la energía) que los humanos percibimos como luz visible; entonces vemos como luz de distintos colores las variaciones ligeras en la cantidad de la energía.

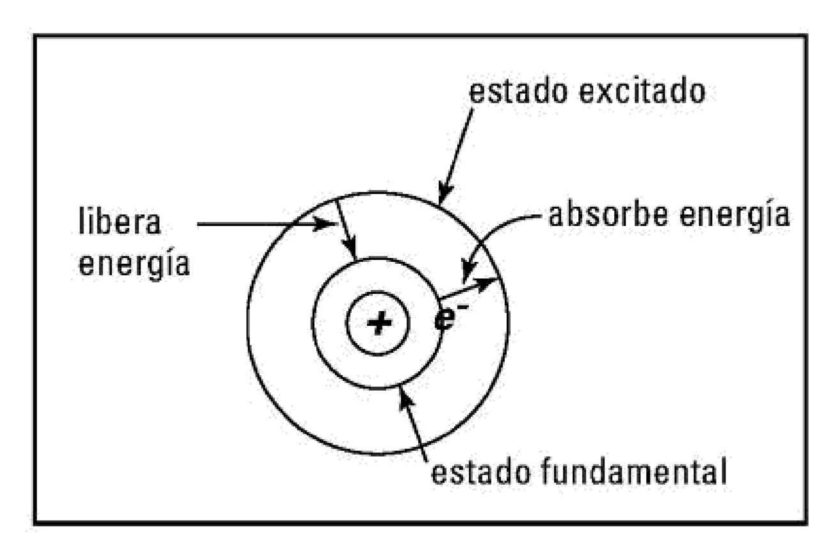


Figura 4-3:
Estados fundamental y excitado del electrón en el modelo de Bohr.

Bohr descubrió que cuanto más cerca se encuentra un electrón del núcleo, menos energía tiene, pero cuanto más lejos se sitúa, más energía posee. Así que Bohr enumeró los niveles de energía del electrón. Cuanto mayor es el número del nivel de energía, más dista el electrón del núcleo, y mayor es su energía.

Bohr también descubrió que los diversos niveles de energía pueden tener distinta cantidad de electrones: el nivel de energía 1 puede contener hasta dos electrones, el nivel de energía 2 puede albergar hasta ocho electrones, etcétera.

El modelo de Bohr funcionó bien con átomos muy simples, como el hidrógeno (que tiene un electrón), pero no con átomos más complejos. Aunque se sigue usando este modelo, sobre todo en niveles básicos de estudio de la química, es mucho más frecuente utilizar un modelo más sofisticado (y complejo): el modelo cuántico. Lo verás a continuación.

El modelo cuántico

El sencillo modelo de Bohr no explica lo observado en átomos complejos, así que se desarrolló un modelo más complicado y muy matemático de la estructura atómica: el modelo de la mecánica cuántica.

Este modelo se basa en la *teoría cuántica*, que dice que la materia también tiene propiedades características de las ondas. Según la teoría cuántica es imposible conocer al mismo tiempo la posición exacta y la cantidad de movimiento (velocidad y dirección) de un electrón, es lo que se conoce como *principio de incertidumbre*. Así que hubo que reemplazar las órbitas de Bohr por orbitales (a

veces llamados *nubes de electrones*), volúme- nes de espacio donde es probable que se encuentre un electrón. En otras palabras, la certidumbre quedó sustituida por la probabilidad.

El modelo cuántico del átomo usa configuraciones complejas de orbitales en lugar de las sencillas órbitas circulares de Bohr. En este apartado encontrarás algunos aspectos del último modelo del átomo sin echar mano de demasiadas matemáticas.

Se introdujeron cuatro números, llamados *números cuánticos*, para describir las características de los electrones y sus orbitales. Como verás, se encargaron de ponerles nombre los más forofos de la tecnología:

- ✔ número cuántico principal, n
- ✔ número cuántico de momento angular, l
- ✔ número cuántico magnético, m_l
- ✔ número cuántico de espín, m_s

La tabla 4-3 resume los cuatro números cuánticos. Cuando se conocen los cuatro se tiene una buena descripción de las características de un electrón particular, lo cual resulta muy útil en química teórica.

Tabla 4-3: Resumen de los números cuánticos

Nombre	*Símbolo*	*Descripción*	*Valores permitidos*
Principal	n	Energía del orbital	Enteros positivos (1, 2, 3…)
De momento angular	l	Forma del orbital	Enteros de 0 a n–1
Magnético	m_l	Orientación	Enteros de –l a +l, incluido 0
De espín	m_s	Espín del electrón	+1/2 o –1/2

El número cuántico principal (*n*)

El número cuántico principal, n, describe la distancia media del orbital desde el núcleo (y la energía del electrón dentro de un átomo). En realidad viene a ser lo mismo que los números del nivel de energía de Bohr. Puede tener valores enteros positivos: 1, 2, 3, 4, etcétera. Cuanto más alto sea el valor de n, mayores son tanto la energía como el tamaño del orbital. En química los orbitales suelen

denominarse *niveles electrónicos.*

El número cuántico de momento angular (*l*)

El número cuántico de momento angular, *l*, describe la forma del orbital y su forma está limitada por el número cuántico principal *n*: el número cuántico de momento angular puede tener valores enteros positivos de 0 a *n*–1. Por ejemplo, si el valor *n* es 3, se permiten tres valores para *l*: 0, 1 y 2.

RECUERDA

El valor de *l* define la forma del orbital y el valor de *n* define su tamaño. Los orbitales que tienen el mismo valor que *n*, pero distintos valores de *l* se denominan *subniveles.* A estos subniveles se les asignan diferentes letras para distinguirlos entre sí. La tabla 4-4 muestra las letras correspondientes a cada valor de *l.*

Tabla 4-4: Letras para designar los subniveles

Valor de l (subnivel)	*Letra*
0	s
1	p
2	d
3	f
4	g

Para describir en química un subnivel determinado dentro de un átomo, se puede usar el valor de *n* junto con la letra del subnivel, como, por ejemplo, 2p, 3d, etcétera. Por lo común, 4 es el máximo valor necesario para describir un subnivel determinado. Si alguna vez se necesita un valor mayor, se pueden añadir más números y letras. La figura 4-4 de la página siguiente muestra las formas de los orbitales s, p y d.

La figura 4-4a tiene dos orbitales s: uno para el nivel de energía 1 (1s) y otro para el nivel de energía 2 (2s). Los orbitales s son esféricos y tienen el núcleo en el centro. Fíjate en que el orbital 2s tiene un diámetro mayor que el orbital 1s. En átomos grandes, el orbital 1s está anidado dentro del 2s, igual que el 2p está anidado dentro del 3p.

La figura 4-4b muestra la forma de los orbitales p y la figura 4-4c revela la forma de los orbitales d. Como ves, las formas se complican cada vez más.

El número cuántico magnético *(m_l)*

El número cuántico magnético, m_l, describe cómo están orientados en el espacio los diversos orbitales. El valor de m_l depende del valor de l. Los valores permitidos son enteros desde $-l$ hasta $+l$, pasando por 0; por ejemplo, si el valor de $l = 1$ (orbital p; consulta la tabla 4-4), podrás escribir tres valores para m_l: −1, 0 y +1. Esto significa que hay tres subniveles p distintos para un orbital particular. Los subniveles tienen la misma energía pero distintas orientaciones en el espacio.

La figura 4-4b ilustra cómo están orientados los orbitales p en el espacio. Fíjate en que los tres orbitales p se corresponden con valores m_l de −1, 0 y +1, orientados a lo largo de los ejes *x*, *y* y *z*.

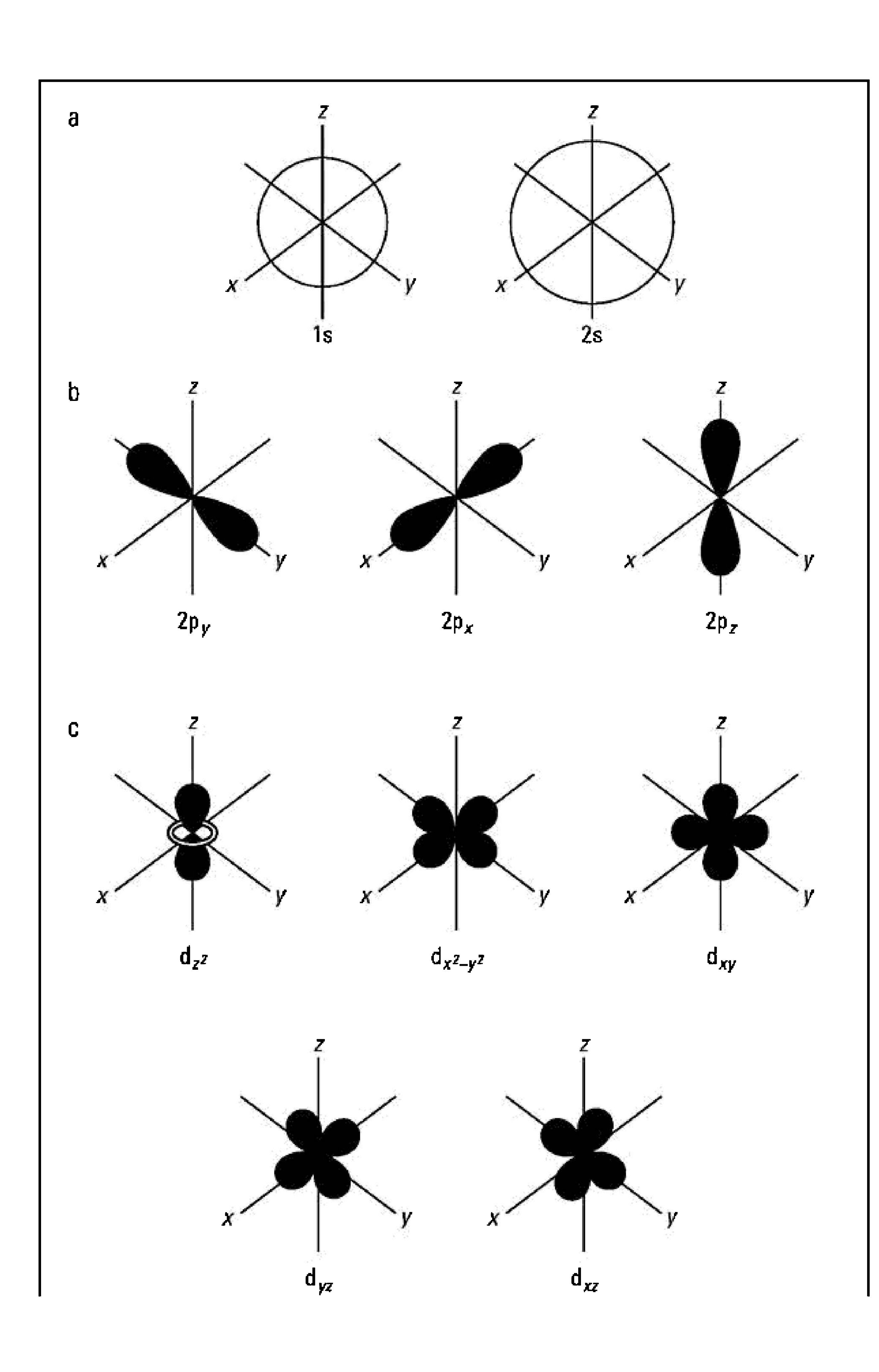

a
z
x
y
1s
z
x
y
2s
b
z
x
y
$2p_y$
z
x
y
$2p_x$
z
x
y
$2p_z$
c
z
x
y
d_{z^2}
z
x
y
$d_{x^2-y^2}$
z
x
y
d_{xy}
z
x
y
d_{yz}
z
x
y
d_{xz}

Figura 4-4:
Formas de los orbitales s (a), p (b) y d (c).

El número cuántico de espín (*ms*)

El cuarto y último número cuántico (sé que te alegras; demasiado técnico, ¿no?) es el número cuántico de espín, m_s. Puedes imaginarlo como el que describe la dirección en la que gira el electrón dentro de un campo magnético, ya sea en sentido horario o antihorario. Solo hay dos valores permitidos para m_s: +1/2 y –1/2. Cada subnivel puede tener únicamente dos electrones, uno con un espín de +1/2 y otro con un espín de –1/2.

Junta todos los números y ¿qué obtienes? (Una tabla preciosa)

Lo sé. Este asunto de los números cuánticos da vidilla a los colgados por la ciencia y ganas de bostezar a la gente normal. Pero, si en algún momento te quedas sin tele y no sabes cómo matar el tiempo, échale una ojeada a la tabla 4-5. En ella encontrarás los números cuánticos para cada electrón en los dos primeros niveles de energía (vaya, vaya, vaya).

Tabla 4-5: Números cuánticos para los dos primeros niveles de energía

n	*l*	*Notación de subnivel*	m_l	m_s
1	0	1s	0	+1/2, –1/2
2	0	2s	0	+1/2, –1/2
	1	2p	–1	+1/2, –1/2
			0	+1/2, –1/2
			+1	+1/2, –1/2

En la tabla 4-5 se ve que el nivel de energía 1 ($n = 1$) solo tiene un orbital s. No tiene ningún orbital p porque no se permite un valor l de 1 (orbital p). Y fíjate en que el orbital 1s solo puede tener dos electrones (m_s de +1/2 y –1/2). De hecho, en cualquier orbital s solo puede haber un máximo de dos electrones, ya sea 1s o 5s.

Al pasar del nivel de energía 1 al nivel de energía 2 ($n = 2$), pueden estar presentes tanto el orbital s como el p. Si escribes los números cuánticos para el

nivel de energía 3, ves orbitales s, p y d. Cada vez que pasas a un nivel de energía superior, añades otro tipo de orbital.

Fíjate también en que el orbital 2p tiene tres subniveles (m_l) (consulta la figura 4-4b) y que cada uno porta un máximo de dos electrones. Los tres subniveles 2p pueden portar un máximo de seis electrones.

Los niveles de energía más altos tienen una diferencia energética (el nivel de energía 2 tiene más energía que el nivel de energía 1), pero las energías de los distintos orbitales dentro de cada nivel de energía también mantienen diferencias. En el nivel de energía 2 están presentes los orbitales s y p, pero el 2s tiene una energía ligeramente menor que el 2p. Los tres subniveles del orbital 2p tienen la misma energía. De igual manera, los cinco subniveles de los orbitales d (consulta la figura 4-4c) tienen la misma energía.

Configuración de electrones (banco de pruebas para los electrones)

Los números cuánticos son útiles en química para observar las reacciones y los enlaces químicos (cosas que estudian muchos químicos). Pero existen otras dos representaciones de los electrones más útiles y más fáciles de usar:

- ✔ Diagramas de niveles de energía.
- ✔ Configuraciones electrónicas.

En química se usan esas dos cosas para representar qué nivel de energía, subnivel y orbital están ocupados por electrones en un átomo particular. Esa información sirve para predecir qué clase de enlace se producirá con un elemento específico y para mostrar qué electrones participan exactamente. Las dos representaciones también resultan útiles para mostrar por qué ciertos elementos se comportan de manera parecida.

En los siguientes subapartados verás cómo usar un diagrama de niveles de energía y cómo anotar configuraciones electrónicas.

El diagrama de niveles de energía

La figura 4-5 da un diagrama de niveles de energía en blanco que puedes usar para

representar los electrones de cualquier átomo específico. No se muestran todos los orbitales y subniveles conocidos. Pero con este diagrama deberías ser capaz de hacer todo lo que necesites. Si no tienes ni idea de qué relación mantienen los orbitales, subniveles o todos los números y letras de la figura con el precio de las habichuelas, consulta el apartado titulado "El modelo cuántico" en este mismo capítulo pero algo anterior. Permíteme desearte feliz lectura.

Represento los orbitales mediante guiones en los que podrás insertar un máximo de dos electrones. El orbital 1s está más próximo al núcleo y es el que tiene menos energía. También es el único orbital en el nivel de energía 1 (consulta la tabla 4-5). En el nivel de energía 2 hay orbitales tanto s como p, de forma que el orbital 2s tiene menos energía que el 2p. Los tres subniveles 2p están representados por tres guiones de la misma energía. Los niveles de energía 3, 4 y 5 también figuran. Observa que el orbital 4s tiene menos energía que el 3d; puede que eso sea lo contrario de lo que cabría esperar, pero es lo que se observa en la naturaleza. ¡Quién lo hubiera dicho! A propósito, la figura 4-6 ilustra el principio de construcción (o *Aufbauprinzip*), un método para recordar el orden en que se van rellenando los niveles de energía vacantes en los orbitales.

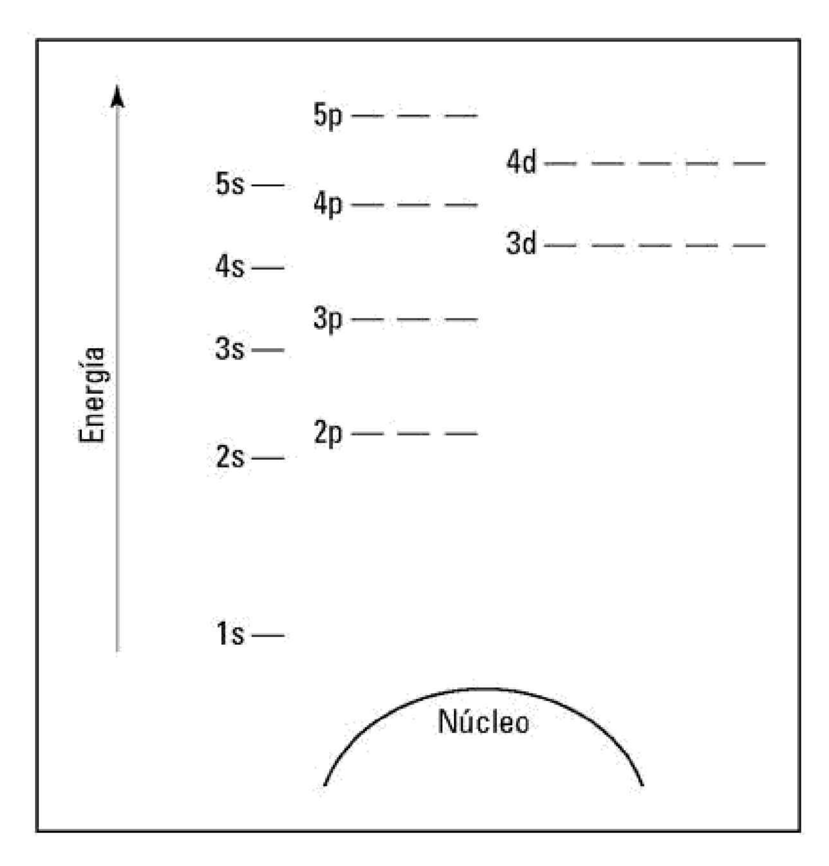


Figura 4-5:
Diagrama de niveles de energía.

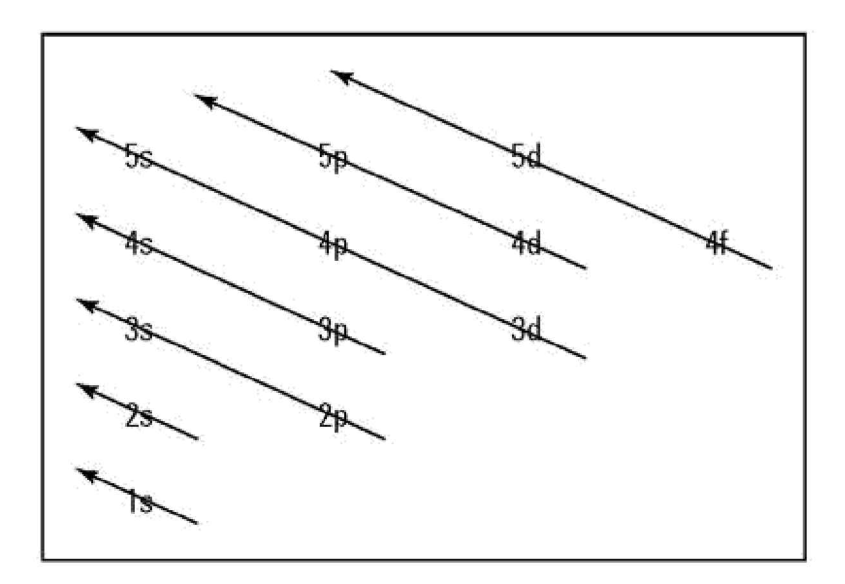


Figura 4-6:
Diagrama del principio de construcción.

RECUERDA

Para utilizar el diagrama de los niveles de energía (figura 4-5) debes recordar dos cosas:

- Los electrones cubren en primer lugar los niveles de energía más baja disponibles.
- Cuando más de un subnivel cae en un nivel de energía particular, como el 3p o 4d (mira la figura 4-5), únicamente un electrón ocupará cada subnivel hasta que todos ellos tengan un electrón. Solo entonces empiezan los electrones a formar parejas en cada subnivel. Esto se conoce como la *regla de Hund*.

Imagina que quieres trazar el diagrama de niveles de energía del oxígeno. Consultas la tabla periódica o una lista de los elementos y ves que el número atómico del oxígeno es 8. Este número significa que el oxígeno tiene 8 protones en el núcleo y 8 electrones, así que colocas los 8 electrones en el diagrama de niveles de energía. Puedes representar los electrones como flechas (mira la figura 4-7). Date cuenta de que si dos electrones acaban estando en el mismo orbital, una flecha apunta hacia arriba y la otra, hacia abajo. Esta disposición se denomina *emparejamiento de espín*. Corresponde al +1/2 y –1/2 de m_s (consulta el apartado previo de este mismo capítulo titulado “El número cuántico de espín m_s”).

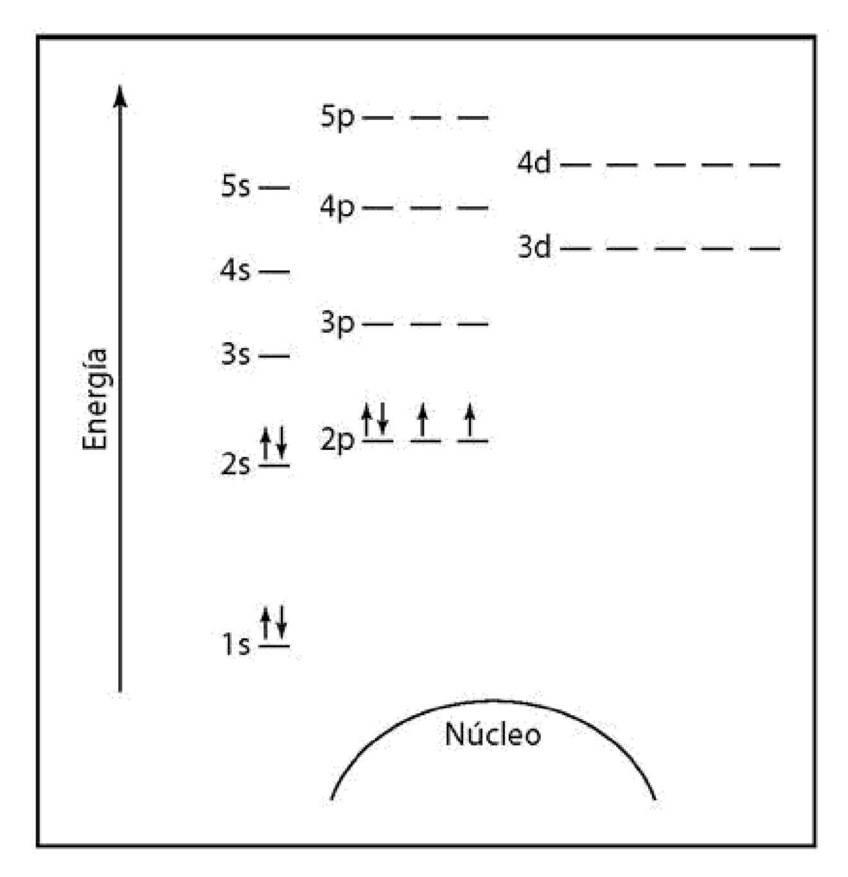


Figura 4-7:
Diagrama de niveles de energía del oxígeno.

El primer electrón ocupa el orbital 1s, para llenar en primer lugar el nivel de menos energía, y el segundo empareja su espín con el primero. Los electrones 3 y 4 forman pareja de espín en el siguiente orbital libre más bajo, el 2s. El electrón 5 ocupa uno de los subniveles 2p (da igual cuál de ellos porque todos tienen la misma energía); por su parte, los electrones 6 y 7 ocupan los otros dos orbitales 2p completamente vacantes (cumpliendo la regla de Hund). El último electrón empareja su espín con uno de los electrones de los subniveles 2p (da igual con cuál lo emparejes). La figura 4-7 de la página anterior muestra el diagrama de niveles energéticos del oxígeno ya relleno.

La configuración electrónica

Los diagramas de niveles de energía son útiles para resolver reacciones y enlaces químicos, pero son muy voluminosos para trabajar con ellos. ¿No sería estupendo que una representación diferente brindara más o menos la misma información, pero de una manera mucho más concisa, alguna forma de notación abreviada? Bueno, esa representación ya existe y se llama *configuración electrónica.*

La configuración electrónica del oxígeno es $1s^2 2s^2 2p^4$. Compara esta notación con

el diagrama de niveles energéticos del oxígeno que hay en la figura 4-7. ¿A que ocupa mucho menos espacio este sistema de representación? La configuración electrónica se infiere a partir del diagrama de niveles de energía. Los dos primeros electrones del oxígeno llenan el orbital 1s y eso se ilustra como $1s^2$ en la configuración electrónica. El 1 indica el nivel energético, la s representa el tipo de orbital y el superíndice 2 señala la cantidad de electrones situados en ese orbital. Los dos electrones siguientes se encuentran en el orbital 2s, así que escribirás $2s^2$. Y, por último, los 4 electrones del orbital 2p se indican mediante $2p^4$. Al juntarlo todo, obtienes $1s^2 2s^2 2p^4$.

Hay quien usa una variante más larga en la que indican cómo está orientado cada orbital p_x, p_y y p_z a lo largo de los ejes *x*, *y*, *z* y la cantidad de electrones de cada orbital. (La orientación de los orbitales en el espacio se explica en el apartado anterior de este mismo capítulo titulado "El número cuántico magnético ml".) La variante ampliada va bien para tener en cuenta todos los detalles, pero la mayoría de las veces no se necesita tanto detalle para ilustrar enlaces, así que no me extenderé en explicarla.

RECUERDA

La suma de los números en superíndice es igual al número atómico, o el número de electrones de un átomo.

Estas son un par de configuraciones electrónicas que podrás usar para comprobar tus conversiones a partir de diagramas de niveles energéticos:

Cloro (Cl): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
Hierro (Fe): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

Aunque acabo de enseñarte a usar el diagrama de niveles de energía para escribir la configuración electrónica, con un poco de práctica, si conoces la cantidad de electrones y el patrón de relleno de orbitales, pasarás de representar todo el diagrama de niveles energéticos y te limitarás a escribir directamente la configuración. Todo sea por ahorrar un poco de nuestro precioso tiempo.

Vida al límite: electrones de valencia

Cuando se estudian las reacciones químicas, se estudia la transferencia o el intercambio de electrones. Los electrones menos sujetos por el núcleo (los situados en los niveles de energía más alejados del núcleo) son los que se ganan,

pierden o comparten.

RECUERDA Los electrones tienen carga negativa, mientras que el núcleo tiene carga positiva debido a los protones. Los protones atraen y mantienen sujetos los electrones, pero cuanto más apartados estén los electrones, menos intensa es la fuerza de atracción.

Los electrones situados en el nivel energético más exterior suelen denominarse *electrones de valencia*. En realidad, en química solo se consideran electrones de valencia aquellos situados en los orbitales s y p situados en el nivel de energía que se esté llenando. En la configuración electrónica del oxígeno, $1s^2 2s^2 2p^4$, el nivel energético 1 está lleno, y en el nivel energético 2 hay dos electrones en el orbital 2s y cuatro electrones en el orbital 2p, lo que da un total de seis electrones de valencia. Esos electrones de valencia son los que se pierden, ganan o comparten.

Determinar la cantidad de electrones de valencia de un átomo concreto da muchas pistas sobre cómo reaccionará ese átomo. En el capítulo 5, donde encontrarás una descripción general de la tabla periódica, te enseñaré un método rápido para conocer la cantidad de electrones de valencia de un átomo sin necesidad de escribir la configuración electrónica del mismo.

Análisis de isótopos e iones

Los átomos de un elemento particular poseen una cantidad idéntica de protones y electrones, pero pueden tener un número diverso de neutrones. Esos átomos con cantidades distintas de neutrones se llaman *isótopos*. Si el átomo neutro gana o pierde electrones, entonces el átomo con carga eléctrica resultante se denomina *ion*. En los apartados que siguen vamos a hablar de isótopos e iones.

Aísla el isótopo

El hidrógeno es un elemento muy común aquí en la Tierra. El número atómico del hidrógeno es 1: contiene un protón en el núcleo. El átomo de hidrógeno también porta un electrón. Como tiene la misma cantidad de protones que de electrones, como todos los demás átomos, el átomo de hidrógeno es neutro (las cargas positivas y negativas se cancelan entre sí).

La mayoría de los átomos de hidrógeno que hay en la Tierra no tienen ningún neutrón. Puedes usar la simbología utilizada en la figura 4-2 para representar átomos de hidrógeno que no contienen neutrones, tal como se muestra en la figura 4-8a.

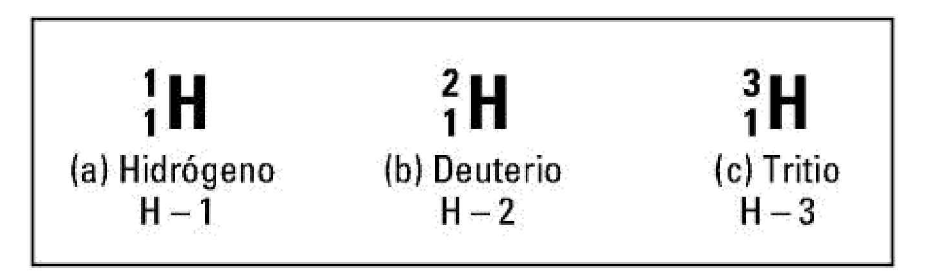


Figura 4-8:
Los isótopos de hidrógeno pueden no portar ningún neutrón (a), portar uno (b) o portar dos (c).

Sin embargo, más o menos uno de cada 6000 átomos de hidrógeno contiene un neutrón en su núcleo. Estos átomos siguen siendo de hidrógeno porque tienen un protón y un electrón; lo único que ocurre es que portan un neutrón que no existe en la mayoría de los átomos de hidrógeno. Esos átomos son isótopos. La figura 4-8b muestra un isótopo del hidrógeno que suele denominarse *deuterio*, que contiene un neutrón. Como contiene un protón y un neutrón, su número másico es 2.

El hidrógeno incluso tiene un isótopo que porta dos neutrones. Este se denomina *tritio* y aparece representado en la figura 4-8c. En la Tierra solo se forman pequeñas cantidades de tritio de manera natural, pero es fácil crearlo de artificialmente.

Echa otra ojeada a la figura 4-8. Debajo del nombre de cada símbolo aparece una forma alternativa de representar isótopos que consiste en escribir el símbolo del elemento, un guion y, a continuación, el número másico.

Tal vez te preguntes qué isótopo del hidrógeno habría que usar para efectuar un cálculo relacionado con la masa atómica del hidrógeno. Pues se usa una media de todos los isótopos del hidrógeno que existen de manera natural, pero no una media simple. (Hay que tener en cuenta que hay muchos más H-1 que H-2, y ni siquiera hemos considerado el H-3, porque es muy raro en la naturaleza.) Se usa una *media pesada* que tiene en cuenta la abundancia de todos los isótopos que se dan naturalmente. Por eso la masa atómica del hidrógeno que aparece en la tabla 4-2 no es un número entero, sino 1,0079 uma. El número evidencia que hay muchos más H-1 que H-2.

La plata existe en forma de dos isótopos. El 51,830 % de toda la plata es Ag-

107, con una masa de 106,905 uma. El 48,170 % restante es Ag-109, con una masa de 108,905 uma. ¿Cuál es la media pesada?

Para calcular la media pesada hay que multiplicar el porcentaje (expresado como un decimal) por la masa de cada isótopo y después se suman entre sí ambos productos. Este es el cálculo para el ejemplo de la plata:

$$(0{,}518\ 30 \times 106{,}905 \text{ uma}) + (0{,}481\ 70 \times 108{,}905 \text{ uma}) = 107{,}87 \text{ uma}$$

Muchos elementos tienen diversos isótopos. Encontrarás más información sobre ellos en el capítulo 20.

Échale un ojo a los iones

Como el átomo en sí es neutro, a lo largo de este libro afirmo que los átomos portan un número idéntico de protones que de electrones. Pero en algunos casos un átomo puede adquirir carga eléctrica. Por ejemplo, en el compuesto cloruro sódico (la sal común), el átomo de sodio tiene una carga positiva y el átomo de cloro tiene una carga negativa. Los átomos (o conjuntos de átomos) que tienen cantidades desiguales de protones y electrones se llaman *iones*.

El átomo de sodio neutro tiene 11 protones y 11 electrones, lo que significa que posee 11 cargas positivas y 11 cargas negativas. En general, el átomo de sodio (Na), es neutro, pero el ion contiene una carga positiva más que las cargas negativas, así que se representa como Na^+ (el signo + indica la cantidad neta de carga eléctrica positiva).

Esta disparidad en la cantidad de cargas positivas y negativas puede aparecer de dos maneras distintas: cuando un átomo gana un protón (una carga positiva) o cuando pierde un electrón (una carga negativa). ¿Que cuál de esos dos procesos es más probable? Bueno, lo habitual es que ganar o perder electrones sea fácil pero ganar o perder protones sea muy difícil. Así que los átomos se convierten en iones ganando o perdiendo electrones.

Si se forma un ion mediante la pérdida de un electrón, el ion tendrá más protones que electrones, o más cargas positivas. Un ion positivo se denomina *catión*. La carga eléctrica positiva global de los cationes se representa mediante el pequeño signo positivo en superíndice (como Na^+). Si el átomo pierde dos electrones en lugar de uno, el resultado seguirá siendo un catión, pero con una carga positiva mayor (el doble de intensa que en el caso en el que se perdía solo un electrón) y se

representa mediante el número de electrones perdidos y un signo positivo; así: Mg^{2+}, en el caso de un catión de magnesio con dos electrones de menos; o Al^{3+}, para el aluminio que ha perdido tres electrones.

Si se crea un ion mediante la captura de un electrón, el número de electrones supera el número de protones, así que el ion adquiere una carga negativa. Un anión con carga negativa es un *anión*, que se representan mediante el correspondiente superíndice con signo negativo. Si el cloro (Cl) gana un electrón, se convierte en un ion de cloro, porque tiene una cantidad desigual de protones y electrones, y como es un anión (un ion con carga eléctrica negativa), se representa como Cl^-. (Si te interesa el tema, encontrarás toda la información sobre iones, cationes y aniones en el capítulo 13. Esto no es más que un pequeño adelanto.)

Por simple curiosidad y diversión, estos son algunos aperitivos relacionados con iones:

- ✔ También se pueden elaborar configuraciones electrónicas y diagramas de niveles energéticos de iones. El átomo neutro de sodio (11 protones) tiene por configuración electrónica $1s^22s^22p^63s^1$. El catión de sodio ha perdido un electrón, el electrón de valencia, que es el más apartado del núcleo (el electrón 3s, en este caso). La configuración electrónica de Na^+ es $1s^22s^22p^6$.
- ✔ Si dos especies químicas tienen la misma configuración electrónica, se dice que son isoelectrónicas. Por ejemplo, la configuración electrónica del ion de cloro (Cl^-) es $1s^22s^22p^63s^23p^6$, que coincide con la configuración electrónica del átomo neutro del argón. Por tanto, el anión de cloro y el argón son isoelectrónicos. Para practicar química hay que aprender un nuevo lenguaje ¿verdad?
- ✔ En este apartado hemos hablado sobre iones *monoatómicos* (un solo átomo), pero también existen los iones *poliatómicos* (varios átomos). El ion amonio, NH_4^+, es un ion poliatómico o, más concretamente, un catión poliatómico. El ion nitrato, NO_3^-, también es un ion poliatómico o, en particular, un anión poliatómico.
- ✔ Los iones se suelen encontrar en un tipo de compuestos llamados *sales*, o *sólidos iónicos*. Cuando se funden las sales o se disuelven en agua, dan lugar a soluciones que conducen la electricidad. Las sustancias que conducen la electricidad al fundirse o disolverse en agua se denominan *electrolitos*. Las sales son electrolitos, pero tal como se ve en el capítulo 11, no todos los electrolitos son sales. La sal común (cloruro de sodio) es un buen ejemplo de electrolito.
- ✔ Por otra parte, cuando se disuelve azúcar de mesa (sacarosa) en agua, se convierte en una disolución que no conduce la electricidad. Así que la

sacarosa es un no electrolito. El hecho de que una sustancia sea un electrolito o un no electrolito da pistas sobre el tipo de enlaces que hay en el compuesto. Si la sustancia es un electrolito, el compuesto probablemente esté formado mediante *enlace iónico* (que se trata en el capítulo 13). Si es un no electrolito, lo más probable es que consista en *enlaces covalentes* (este se explica en el capítulo 14).

Capítulo 5

La tabla periódica (no sirve para hacer surf)

En este capítulo

Percibe los patrones en la naturaleza y en la química

Descubre cómo se organizan los elementos dentro de la tabla periódica

En este capítulo te enseño la segunda herramienta más importante para los químicos: la tabla periódica. (¿Que cuál es la más importante? Pues el vaso y el mechero Bunsen con los que se preparan el café).

Los químicos son un poco perezosos, igual que la mayoría de los científicos. Les gusta organizar las cosas por grupos de características parecidas. La clasificación de los componentes de un sistema facilita mucho su estudio. Los científicos han organizado los elementos químicos en la tabla periódica para no tener que aprenderse las propiedades de cada elemento particular; basta con memorizar las características de los diversos grupos. En este capítulo te diré cómo se disponen los elementos en la tabla y le haremos un caso especial a los grupos más importantes. También sabrás cómo se usa la tabla periódica en ciencia.

Patrones periódicos

Tal vez hayas apreciado ciertos patrones repetitivos en el mundo natural, al igual que en los inventos de la humanidad. Las estaciones del año siempre repiten un patrón de primavera, verano, otoño e invierno. Las mareas repiten el patrón de subir y bajar. El martes sigue al lunes, diciembre va después de noviembre, y así tantas cosas. Un patrón que se repite en el tiempo se dice que es *periódico*.

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

	1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIIIB	9 VIIIB
1	1 H Hidrógeno 1,00797								
2	3 Li Litio 6,939	4 Be Berilio 9,0122							
3	11 Na Sodio 22,9898	12 Mg Magnesio 24,312							
4	19 K Potasio 39,102	20 Ca Calcio 40,08	21 Sc Escandio 44,956	22 Ti Titanio 47,90	23 V Vanadio 50,942	24 Cr Cromo 51,996	25 Mn Manganeso 54,9380	26 Fe Hierro 55,847	27 Co Cobalto 58,9332
5	37 Rb Rubidio 85,47	38 Sr Estroncio 87,62	39 Y Itrio 88,905	40 Zr Circonio 91,22	41 Nb Niobio 92,906	42 Mo Molibdeno 95,94	43 Tc Tecnecio (99)	44 Ru Rutenio 101,07	45 Rh Rodio 102,905
6	55 Cs Cesio 132,905	56 Ba Bario 137,34	57 La Lantano 138,91	72 Hf Hafnio 179,49	73 Ta Tántalo 180,948	74 W Wolframio 183,85	75 Re Renio 186,2	76 Os Osmium 190,2	77 Ir Iridio 192,2
7	87 Fr Francio (223)	88 Ra Radio (226)	89 Ac Actinio (227)	104 Rf Rutherfordio (261)	105 Db Dubnio (262)	106 Sg Seaborgio (266)	107 Bh Bohrio (264)	108 Hs Hassio (269)	109 Mt Meitnerio (268)

Lantánidos	58 Ce Cerio 140,12	59 Pr Praseodimio 140,907	60 Nd Neodimio 144,24	61 Pm Prometio (145)	62 Sm Samario 150,35	63 Eu Europio 151,96
Actínidos	90 Th Thorium 232,038	91 Pa Protactinio (231)	92 U Uranio 238,03	93 Np Neptunio (237)	94 Pu Plutonio (242)	95 Am Americio (243)

10 VIIIB	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 0
								2 He Helio 4,0026
			5 B Boro 10,811	6 C Carbono 12,01115	7 N Nitrógeno 14,0067	8 O Oxígeno 15,9994	9 F Flúor 18,9984	10 Ne Neón 20,183
			13 Al Aluminio 26,9815	14 Si Silicio 28,086	15 P Fósforo 30,9738	16 S Azufre 32,064	17 Cl Cloro 35,453	18 Ar Argón 39,948
28 Ni Níquel 58,71	29 Cu Cobre 63,546	30 Zn Cinc 65,37	31 Ga Galio 69,72	32 Ge Germanio 72,59	33 As Arsénico 74,9216	34 Se Selenio 78,96	35 Br Bromo 79,904	36 Kr Criptón 83,80
46 Pd Paladio 106,4	47 Ag Plata 107,868	48 Cd Cadmio 112,40	49 In Indio 114,82	50 Sn Estaño 118,69	51 Sb Antimonio 121,75	52 Te Teluro 127,60	53 I Yodo 126,9044	54 Xe Xenón 131,30
78 Pt Platino 195,09	79 Au Oro 196,967	80 Hg Mercurio 200,59	81 Tl Talio 204,37	82 Pb Plomo 207,19	83 Bi Bismuto 208,980	84 Po Polonio (210)	85 At Astato (210)	86 Rn Radón (222)
110 Ds Darmstadtio (281)	111 Rg Roentgenio (286)	112 Cn Copernicio (285)	113 Uut Ununtrio (284)	114 Uuq Flerovio (289)	115 Uup Ununpentio (288)	116 Uuh Livermorio (298)	117 Uus Ununseptio (294)	118 Uuo Ununoctio (294)

64 Gd Gadolinio 157,25	65 Tb Terbio 158,924	66 Dy Disprosio 162,50	67 Ho Holmio 164,930	68 Er Erbio 167,26	69 Tm Tulio 168,934	70 Yb Iterbio 173,04	71 Lu Lutecio 174,97
96 Cm Curio (247)	97 Bk Berkelio (247)	98 Cf Californio (251)	99 Es Einstenio (254)	100 Fm Fermio (257)	101 Md Mendelevio (258)	102 No Nobelio (259)	103 Lr Laurencio (260)

Figura 5-1:
La tabla periódica.

A mediados del siglo XIX, el químico ruso Dmitri Mendeléiev notó un patrón repetitivo en las propiedades químicas de los elementos conocidos en la época. Mendeléiev organizó los elementos por orden de masa atómica creciente (consulta el capítulo 4 para ver qué es la masa atómica) y confeccionó algo muy parecido a la tabla periódica actual. Incluso llegó a predecir las propiedades de algunos elementos entonces desconocidos. Más tarde, los elementos se organizaron por orden de número atómico creciente, el número de protones alojados en el núcleo del átomo (de esto también se habla en el capítulo 4). La figura 5-1 muestra la tabla periódica actual.

Los químicos no conciben hacer nada sin recurrir a la tabla periódica. Con ella no es necesario dominar las propiedades de los más de 118 elementos (se incorpora alguno nuevo casi todos los años), basta con recordar las características de las familias de elementos, lo que ahorra mucho tiempo y esfuerzo. La tabla periódica permite establecer relaciones entre los elementos y averiguar las fórmulas de muchos compuestos diversos. Es una herramienta que brinda al instante los números atómicos, los números másicos e información sobre la cantidad de electrones de valencia, los electrones s y p más exteriores.

Hace muchos años leí una historia de ciencia ficción sobre vida extraterrestre basada en el silicio. El silicio era una opción viable para la historia porque pertenece a la misma familia que el carbono, el elemento que sirve de base a la vida de la Tierra. Así que la tabla periódica es una herramienta absolutamente necesaria para los químicos, los estudiantes de química y los autores de ciencia ficción. ¡No salgas de casa sin ella!

Cómo se organizan los elementos en la tabla periódica

Mira la tabla periódica de la figura 5-1. Los elementos están dispuestos por orden de número atómico creciente. El *número atómico* (la cantidad de protones) aparece justo encima del símbolo del elemento. Debajo del símbolo del elemento figura la *masa atómica* o *peso atómico* (muy parecido al número másico, que sería la suma de protones y neutrones). La masa atómica es una *media pesada* de todos los isótopos que existen en la naturaleza. (Si te suena a chino, da un salto al capítulo 4, donde encontrarás diversión garantizada con la masa atómica y los isótopos.) Fíjate también en que dos filas de elementos (del Ce al Lu, que suelen llamarse lantánidos, y del Th al Lr, los actínidos) se han sacado del cuerpo principal de la tabla periódica para evitar que sea mucho más ancha.

Con la tabla periódica los elementos se pueden clasificar de muchas maneras, que

se describen en los próximos apartados. Las dos clasificaciones siguientes son muy útiles:

- ✔ **Metales, no metales y metaloides.** Estas categorías se refieren a grandes agrupaciones de elementos basadas en ciertas propiedades físicas, como la conductividad.
- ✔ **Familias y períodos.** Estas dos categorías se corresponden con las columnas y las filas de la tabla periódica, respectivamente.

Clasificación de metales, no metales y metaloides

RECUERDA

La mayoría de los elementos de la tabla periódica se consideran *metales*. Los metales tienen propiedades que suelen asociarse con lo que todos entendemos por metales. Son sólidos (salvo el mercurio, Hg, que es líquido), brillantes, buenos conductores de la electricidad y del calor, dúctiles (se pueden estirar en hilos o cordones finos) y maleables (son fáciles de prensar en hojas muy delgadas). Y todos esos metales tienden a perder electrones con facilidad (este concepto se explica en el capítulo 13). La figura 5-2 muestra los metales.

Todos los elementos del lado izquierdo y el centro de la tabla periódica son metales, con una excepción notable: el hidrógeno, que es el primero de los elementos y tiene propiedades únicas. Se sigue colocándolo encima del litio en la tabla, pero no reacciona como un metal.

	IIA (2)	IIIB (3)	IVB (4)	VB (5)	VIB (6)	VIIB (7)	VIIIB (8)	VIIIB (9)	VIIIB (10)	IB (11)	IIB (12)				
i o 39	4 Be Berilio 9,0122														
1 a io 898	12 Mg Magnesio 24,312											13 Al Aluminio 26,9815			
9 sio 02	20 Ca Calcio 40,08	21 Sc Escandio 44,956	22 Ti Titanio 47,90	23 V Vanadio 50,942	24 Cr Cromo 51,996	25 Mn Manganeso 54,9380	26 Fe Hierro 55,847	27 Co Cobalto 58,9332	28 Ni Níquel 58,71	29 Cu Cobre 63,546	30 Zn Cinc 65,37	31 Ga Galio 69,72			
7 b dio 47	38 Sr Estroncio 87,62	39 Y Itrio 88,905	40 Zr Circonio 91,22	41 Nb Niobio 92,906	42 Mo Molibdeno 95,94	43 Tc Tecnecio (99)	44 Ru Rutenio 101,07	45 Rh Rodio 102,905	46 Pd Paladio 106,4	47 Ag Plata 107,868	48 Cd Cadmio 112,40	49 In Indio 114,82	50 Sn Estaño 118,69		
5 s io 905	56 Ba Bario 137,34	57 La Lantano 138,91	72 Hf Hafnio 179,49	73 Ta Tántalo 180,948	74 W Wolframio 183,85	75 Re Renio 186,2	76 Os Osmio 190,2	77 Ir Iridio 192,2	78 Pt Paladio 195,09	79 Au Oro 196,967	80 Hg Mercurio 200,59	81 Tl Talio 204,37	82 Pb Plomo 207,19	83 Bi Bismuto 208,980	84 Po Polonio (210)
7 r cio 3)	88 Ra Radio (226)	89 Ac Actinio (227)	104 Rf Rutherfordio (261)	105 Db Dubnio (262)	106 Sg Seaborgio (266)	107 Bh Bohrio (264)	108 Hs Hassio (269)	109 Mt Meitnerio (268)	110 Ds Darmstadtio (281)	111 Rg Roentgenio (286)	112 Cn Copernicio (285)				

58 Ce Cerio 140,12	59 Pr Praseodimio 140,907	60 Nd Neodimio 144,24	61 Pm Prometio (145)	62 Sm Samario 150,35	63 Eu Europio 151,96	64 Gd Gadolinio 157,25	65 Tb Terbio 158,924	66 Dy Disprosio 162,50	67 Ho Holmio 164,930	68 Er Erbio 167,26	69 Tm Tulio 168,934	70 Yb Iterbio 173,04	71 Lu Lutecio 174,97
90 Th Torio 232,038	91 Pa Protactinio (231)	92 U Uranio 238,03	93 Np Neptunio (237)	94 Pu Plutonio (242)	95 Am Americio (243)	96 Cm Curio (247)	97 Bk Berkelio (247)	98 Cf Californio (251)	99 Es Einstenio (254)	100 Fm Fermio (257)	101 Md Mendelevio (258)	102 No Nobelio (259)	103 Lr Laurencio (260)

Figura 5-2:
Los metales.

El resto de los elementos, salvo los pocos que bordean los metales por la derecha (y de los que hablaremos en un momento), se clasifican como no metales (junto con el hidrógeno). Estos elementos se muestran en la figura 5-3.

IA (1)	IVA (14)	VA (15)	VIA (16)	VIIA (17)	VIIIA (18)
					2 He Helio 4,0026
1 H Hidrógeno 1,00797	6 C Carbono 12,01115	7 N Nitrógeno 14,0067	8 O Oxígeno 15,9994	9 F Flúor 18,9984	10 Ne Neón 20,183
		15 P Fósforo 30,9738	16 S Azufre 32,064	17 Cl Cloro 35,453	18 Ar Argón 39,948
			34 Se Selenio 78,96	35 Br Bromo 79,904	36 Kr Criptón 83,80
				53 I Yodo 126,9044	54 Xe Xenón 131,30
					86 Rn Radón (222)

Figura 5-3:
Los no metales.

RECUERDA

Los no metales tienen propiedades opuestas a las de los metales. Son frágiles, no maleables, no dúctiles, malos conductores del calor y de la electricidad, y tienden a ganar electrones en las reacciones químicas. Algunos no metales son líquidos o gaseosos.

Los elementos que separan los metales de los no metales se clasifican como *metaloides* y se muestran en la figura 5-4.

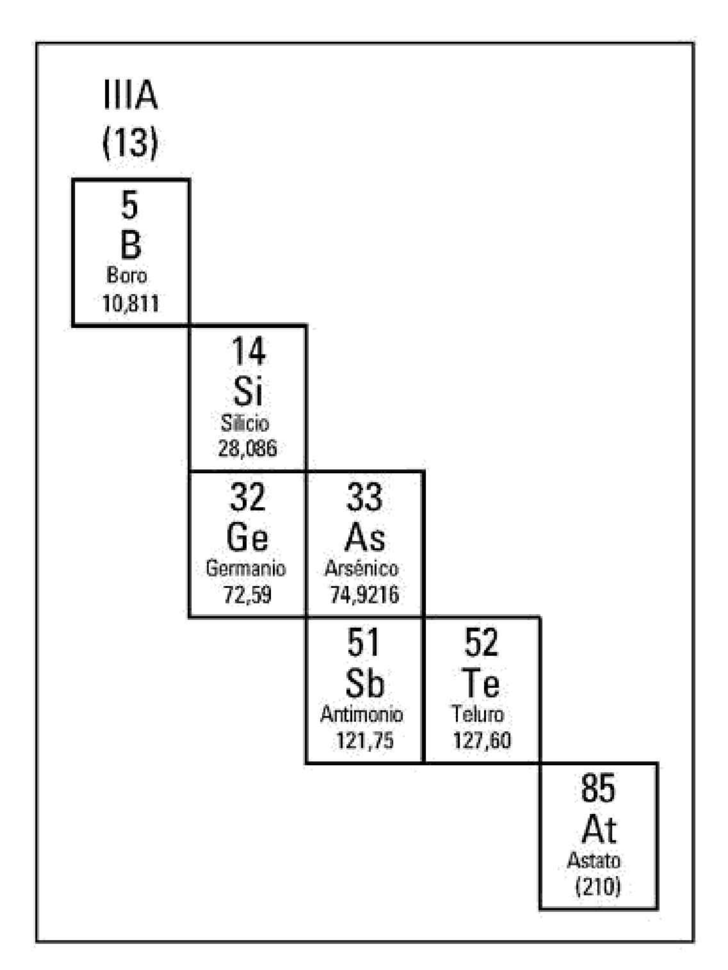


Figura 5-4:
Los metaloides.

RECUERDA

Las propiedades de los metaloides, o *semimetales*, vienen a ser como un cruce entre las de los metales y las de los no metales. Suelen tener relevancia económica porque tienen una conductividad especial (solo conducen parcialmente la electricidad), lo que los convierte en elementos valiosos para la industria de semiconductores y chips de computadoras. (¿Creías que Silicon Valley era un valle arenoso? Para nada. El silicio (*silicon*), un metaloide, se usa para fabricar chips de computadoras.)

Organización por períodos y grupos

La tabla periódica se compone de filas horizontales llamadas *períodos*. Los períodos

están numerados del 1 al 7 por el lado izquierdo de la tabla. Los números atómicos crecen de izquierda a derecha en cada período.

Aunque pertenezcan al mismo período, las propiedades químicas de estos elementos no son demasiado parecidas. Fíjate en los dos primeros miembros del período 3: sodio (Na) y magnesio (Mg). En las reacciones químicas ambos tienden a perder electrones (al fin y al cabo, son metales), pero el sodio pierde un electrón, mientras que el magnesio cede dos. El cloro (Cl), en cambio, situado casi al final de este mismo período), tiende a ganar un electrón (es un no metal).

Las columnas verticales de la tabla se llaman *grupos* o *familias*. Los grupos se pueden etiquetar en la parte superior de cada columna de dos maneras distintas. El método más antiguo usa numerales romanos y letras. Muchos químicos (sobre todo los entrados en años, como yo) prefieren ese método y siguen usándolo. El método más reciente se limita a usar números del 1 al 18. Yo utilizo el método antiguo para describir las características de la tabla, porque ayuda a relacionar la posición de un elemento en la tabla periódica con su número de electrones de valencia, mejor que el sistema de las agrupaciones 1 a 18.

Los miembros de cada grupo sí tienen propiedades similares. Observa la familia IA, que comienza con el litio (Li) (no te preocupes por el hidrógeno porque es único y en realidad no encaja en ningún sitio) y acaba con el francio (Fr); todos esos elementos tienden a perder un solo electrón durante las reacciones. Y todos los miembros del grupo VIIA tienden a ganar un electrón.

¿Y por qué tienen propiedades análogas los elementos pertenecientes a un mismo grupo? ¿Por qué algunas familias tienen la característica particular de perder o ganar electrones? Para averiguarlo te propongo examinar cuatro grupos concretos de la tabla periódica y observar las configuraciones electrónicas de algunos de sus elementos.

El nombre de mi familia es especial

Echa una ojeada a la figura 5-5, que reproduce algunos grupos importantes que tienen nombres especiales:

- ✔ El grupo IA está formado por los *metales alcalinos*. En las reacciones, todos estos elementos tienden a perder un solo electrón. Esta familia contiene

algunos elementos importantes, como el sodio (Na) y el potasio (K). Ambos elementos desempeñan un papel relevante en la química del cuerpo humano y suelen encontrarse en las sales.

- ✔ El grupo IIA está formado por los metales *alcalinotérreos*. Todos estos elementos tienden a perder dos electrones. El calcio (Ca) es un miembro importante de la familia IIA (el calcio es necesario para tener unos dientes y unos huesos sanos).
- ✔ El grupo VIIA es el de los *halógenos*. Todos ellos tienden a ganar un único electrón durante las reacciones. Entre los miembros más importantes figuran el cloro (Cl), utilizado para elaborar sal de mesa y lejía, y el yodo (I). La tintura de yodo tiene propiedades antisépticas.
- ✔ El grupo VIIIA está formado por los *gases nobles*. Estos elementos son muy poco reactivos. Durante mucho tiempo los gases nobles se llamaron gases inertes porque se creía que estos elementos no reaccionaban en absoluto. Más tarde, un científico llamado Neil Bartlett demostró que al menos se puede hacer reaccionar a algunos gases inertes, pero en condiciones muy especiales. Después del hallazgo de Bartlett, estos gases pasaron a denominarse gases nobles.

IA (1)	IIA (2)	VIIA (17)	VIIIA (18)
3 Li Litio 6.939	4 Be Berilio 9.0122		2 He Helio 4.0026
11 Na Sodio 22.9898	12 Mg Magnesio 24.312	9 F Flúor 18.9984	10 Ne Neón 20.183
19 K Potasio 39.102	20 Ca Calcio 40.08	17 Cl Cloro 35.453	18 Ar Argón 39.948
37 Rb Rubidio 85.47	38 Sr Estroncio 87.62	35 Br Bromo 79.904	36 Kr Criptón 83.80
55 Cs Cesio 132.905	56 Ba Bario 137.34	53 I Yodo 126.9044	54 Xe Xenón 131.30
87 Fr Francio (223)	88 Ra Radio (226)	85 At Astato (210)	86 Rn Radón (222)
Metales alcalinos	Metales alcalinotérreos	Halógenos	Gases nobles

Figura 5-5:
Algunos grupos químicos importantes.

Qué tienen que ver los electrones de valencia con los grupos

El capítulo 4 explica que la *configuración electrónica* muestra el número de electrones en cada orbital de un átomo determinado. En la configuración electrónica se basa el concepto de enlace, de geometría molecular y otros temas importantes que trato en los diversos capítulos de este libro.

Las tablas 5-1 a 5-4 muestran las configuraciones electrónicas de los tres primeros miembros de los grupos IA, IIA, VIIA y VIIIA.

Tabla 5-1: Configuraciones electrónicas de miembros de IA (metales alcalinos)

Elemento	*Configuración electrónica*
Li	$1s^22s^1$
Na	$1s^22s^22p^63s^1$
K	$1s^22s^22p^63s^23p^64s^1$

Tabla 5-2: Configuraciones electrónicas de miembros de IIA (metales alcalinotérreos)

Elemento	*Configuración electrónica*
Be	$1s^22s^2$
Mg	$1s^22s^22p^63s^2$
Ca	$1s^22s^22p^63s^23p^64s^2$

Tabla 5-3: Configuraciones electrónicas de miembros de VIIA (halógenos)

Elemento	*Configuración electrónica*
F	$1s^22s^22p^5$
Cl	$1s^22s^22p^63s^23p^5$
Br	$1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^5$

Tabla 5-4: Configuraciones electrónicas de miembros de VIIIA (gases nobles)

Elemento	*Configuración electrónica*
Ne	$1s^22s^22p^6$
Ar	$1s^22s^22p^63s^23p^6$
Kr	$1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^6$

Estas configuraciones electrónicas revelan que cada grupo mantiene ciertas similitudes en cuanto a los electrones de valencia de los elementos. Los *electrones de valencia* son los electrones s y p situados en el nivel energético más exterior de un átomo (está explicado en el capítulo 4).

Observa las configuraciones electrónicas de los metales alcalinos (tabla 5-1). En el litio, el nivel de energía 1 está cubierto y el orbital 2s lo ocupa un único electrón. En el sodio, los niveles energéticos 1 y 2 están llenos y solo hay un electrón en el nivel de energía 3. Todos estos elementos tienen un electrón de valencia en un orbital s. Cada uno de los elementos alcalinotérreos (tabla 5-2) tiene dos electrones de valencia. Cada halógeno (tabla 5-3) posee siete electrones de valencia (en los orbitales s y p; los orbitales d no cuentan) y cada gas noble (tabla 5-4) tiene ocho electrones de valencia, los cuales cubren sus orbitales de valencia.

RECUERDA

¿Y cómo se memoriza todo esto? Bueno, en el caso de los grupos etiquetados con numerales romanos y una A, el numeral romano indica la cantidad de electrones de valencia. La familia IA tiene 1 electrón de valencia; el grupo IIA cuenta con 2 electrones de valencia; la familia VIIA tiene 7 electrones de valencia; y el grupo VIIIA posee 8 electrones de valencia. Chulo, ¿no?

El numeral romano facilita mucho concluir que el oxígeno (O) posee 6 electrones de valencia (pertenece a la familia VIA), que el silicio (Si) tiene 4 y así sucesivamente. Ni siquiera hay que escribir la configuración electrónica ni el diagrama de energía para conocer la cantidad de electrones de valencia.

Nobles y gaseosos

El hecho de que ocho electrones de valencia llenen el nivel energético de valencia (el más exterior) de los gases nobles, explica por qué es tan difícil que estos gases reaccionen. Un nivel de valencia lleno (completo) convierte en estable cualquier elemento. No pierde, ni gana ni intercambia electrones con facilidad.

Buena parte de la estabilidad de la naturaleza parece guardar relación con esta circunstancia. Los químicos observan que los otros elementos de los grupos A de la tabla periódica tienden a perder, ganar o intercambiar electrones de valencia para lograr el objetivo de completar un nivel de valencia de ocho electrones. A veces este fenómeno se ha denominado *la regla del octeto*. Por ejemplo, la configuración electrónica del sodio (Na) ($1s^22s^22p^63s^1$) tiene un electrón de valencia (el $3s^1$); si lo pierde, su nivel de valencia es el nivel energético 2, que está completo. Sin el $3s^1$, se vuelve *isoelectrónico* con el neón (Ne) (lo que significa que ambos elementos tienen la misma configuración electrónica) y adquiere estabilidad. Tal como se ve en los capítulos 13 y 14, conseguir la estabilidad completando un nivel de valencia es la gran aspiración de los enlaces químicos.

Pero ¿qué hay de los elementos etiquetados con numerales romanos y una B? Estos elementos, ubicados en el centro de la tabla periódica, se suelen denominar *metales de transición*. Sus electrones van llenando progresivamente los orbitales d. El escandio (Sc) es el primer metal de transición y tiene una configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$. El titanio (Ti), el siguiente metal de transición, tiene una configuración $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$. Fíjate en que la cantidad de electrones en los orbitales s y p no varía, sino que los electrones añadidos de forma progresiva llenan los orbitales d. Los lantánidos y los actínidos, los dos grupos de elementos que se sacan del cuerpo principal de la tabla periódica y se colocan debajo de ella, están clasificados como *metales de transición interna*. En estos elementos, los electrones van llenando progresivamente los orbitales f de un modo muy parecido a como llenan los orbitales d los electrones de los metales de transición.

Capítulo 6

Globos, neumáticos y botellas de submarinismo: el fabuloso mundo de los gases

En este capítulo

- Acepta la teoría cinética molecular de los gases
- Calcula la presión
- Asimila las distintas leyes sobre los gases

Estás rodeado de gases. Como suelen ser invisibles, puede que no repares en ellos, pero seguro que conoces sus propiedades. Respiras una mezcla de gases que llamas aire. Compruebas la presión de los neumáticos del coche y consultas la presión atmosférica para saber si se acerca una tormenta. Quemas gases al usar una cocina de gas o un mechero. Llenas globos de gas para celebrar los cumpleaños de la gente que quieres. Las propiedades de los gases y sus interacciones son importantes para los humanos. ¿Tendrán suficiente presión los neumáticos del coche? ¿Cuánto podré hinchar este globo? ¿Hay bastante aire en las botellas de submarinismo? La lista sigue y sigue.

Este capítulo ofrece una introducción a los gases tanto en el nivel microscópico como en el macroscópico. Vas a conocer una de las teorías más interesantes de la química: la teoría cinética molecular de los gases. También te enterarás de las propiedades macroscópicas de los gases y de sus interacciones. Además, verás cómo esas interacciones determinan la estequiometría de las reacciones. ¡En este capítulo irás realmente a todo gas!

Los gases vistos al microscopio: la teoría cinética molecular

Una teoría es útil en ciencia si describe el sistema físico que se está analizando y permite predecir qué ocurrirá al cambiar alguna variable. La *teoría cinética molecular de los gases* consigue justo eso. Tiene limitaciones (como todas las teorías) pero es una de las teorías más útiles de la química. Este apartado describe los postulados básicos de la teoría (supuestos, hipótesis, axiomas —elige el término que prefieras— que pueden darse por ciertos). Vas a verlos uno a uno a continuación.

- ✔ **Los gases se componen de partículas pequeñas, ya sean átomos o moléculas.**

  A menos que trates con temperaturas muy elevadas, las partículas de lo que llamamos gases suelen ser bastante pequeñas. Las partículas más masivas se ensamblan para formar líquidos o incluso sólidos. Así que los gases suelen ser pequeños y tener pesos moleculares y atómicos bastante reducidos.

- ✔ **Las partículas de gas son tan pequeñas comparadas con las distancias que median entre ellas que el volumen que ocupan es despreciable y se considera nulo.**

  Las partículas de gas ocupan algo de volumen (esta es una de las propiedades de la materia), pero son muy pequeñas, así que si en un recipiente no hay muchas, se dice que su volumen es despreciable comparado con el volumen del recipiente o con el espacio que media entre las partículas de gas. Todo ese espacio libre entre las partículas de gas permite aproximarlas entre sí para comprimir el gas. Los sólidos y los líquidos no se pueden comprimir porque sus partículas están mucho más apretadas entre sí (el capítulo 3 habla sobre los diversos estados de la materia, si quieres echar una ojeada a las diferencias entre sólidos, líquidos y gases).

  El concepto de *cantidad despreciable* se usa mucho en química. Encontrarás un ejemplo en el capítulo 11, donde uso la constante de disociación (K_a) de un ácido débil, ignorando la cantidad de ácido débil que se ha ionizado en comparación con la concentración inicial del ácido.

  Para entender lo que significa ese concepto de despreciable se puede pensar en el hecho de encontrar un billete por la calle. Para quien no tenga nada, ese billete significará una cantidad considerable de dinero

en metálico (tal vez su próxima comida); pero para un millonario ese billete apenas tendrá relevancia. Hasta puede que lo vea como un trozo de papel y ni siquiera se agache a cogerlo (la verdad es que no puedo imaginarme siendo tan rico), porque su valor es despreciable comparado con el resto de su patrimonio. Así, es indudable que las partículas de gas ocupan volumen, pero es tan pequeño que resulta insignificante comparado con la distancia que media entre las partículas de gas y el volumen del recipiente que lo contiene.

✔ **Las partículas de gas mantienen un movimiento aleatorio constante en línea recta que las hace chocar contra las paredes interiores del recipiente.**

Las partículas de gas mantienen un movimiento constante en línea recta. (Los gases poseen una energía cinética (energía de movimiento) asociada a ellos más alta que los sólidos o los líquidos; consulta el capítulo 3.) Conservan esos movimientos en línea recta hasta que chocan contra algo (o bien entre ellas o bien con las paredes interiores del recipiente que las contiene). Cada partícula se mueve además en distintas direcciones, así que las colisiones contra las paredes interiores del recipiente suelen ser uniformes en toda la superficie interior.
Esta uniformidad se puede observar con el simple gesto de hinchar un globo. El globo es esférico porque las partículas de gas chocan por igual contra todos los puntos de las paredes interiores. El choque de las partículas de gas contra las paredes interiores del recipiente se denomina *presión*. El hecho de que las partículas de gas se encuentran en movimiento constante, aleatorio y rectilíneo explica por qué los gases forman una mezcla uniforme al introducirlos en un mismo recipiente; asimismo explica por qué al esparcir un poco de perfume en un extremo de una estancia, la gente situada en el lado opuesto lo percibe con rapidez.

✔ **Las partículas de los gases apenas ejercen fuerzas de atracción o repulsión entre sí.**

En otras palabras, se asume que las partículas de gas son totalmente independientes, que ni se atraen ni se repelen entre sí. Esta afirmación es falsa en realidad. De ser cierta, los gases no podrían licuarse, cuando lo cierto es que sí se licuan. Pero la razón por la que podemos admitir que ese supuesto es cierto (o, al menos, útil) estriba en que las fuerzas de atracción y de repulsión son en general tan pequeñas que se pueden ignorar sin ningún riesgo. Esta afirmación sirve sobre todo con gases apolares, como el hidrógeno y el nitrógeno, porque las fuerzas de atracción implicadas son fuerzas de London. En cambio, si las moléculas

de gas son polares, como en el caso del agua y el HCl, este supuesto puede convertirse en un problema. (Mira el capítulo 17 para saber algo de las fuerzas de London y las cosas polares, todo ello relacionado con la atracción entre moléculas.)

- **Las partículas de gas pueden chocar entre sí. Esas colisiones se consideran elásticas, de forma que la cantidad total de energía cinética de ambas partículas gaseosas no varía.**

  Las partículas gaseosas no solo chocan contra las paredes interiores del recipiente, sino que también chocan entre sí. Cuando sucede no se pierde energía cinética, sino que se transfiere de una partícula de gas a la otra. Por ejemplo, imagina la colisión entre dos partículas de gas, una que se mueve rápido y otra que se mueve despacio. La energía cinética se transfiere de la rápida a la lenta. La partícula lenta rebota en la partícula más veloz y sale despedida a una velocidad más alta que antes, mientras que la partícula más rápida rebota en la lenta y sale despedida a una velocidad menor. La cantidad total de energía cinética permanece constante, pero una partícula de gas pierde energía y la otra la gana. Esta transferencia de energía es el principio que subyace en el juego del billar, donde se transfiere energía cinética del taco a la bola blanca y de esta a la bola que se pretende mover.

- **La temperatura termodinámica es directamente proporcional a la energía cinética media de las partículas de gas.**

  No todas las partículas gaseosas se mueven con la misma cantidad de energía cinética. Algunas se desplazan bastante despacio y otras muy deprisa, pero la mayoría se sitúa en algún punto intermedio entre ambos extremos. La temperatura, sobre todo expresada en la escala Kelvin, mantiene una relación directa con la energía cinética media del gas. Si calientas el gas hasta elevar su temperatura en la escala Kelvin (K), la energía cinética media del gas también aumenta. (Para calcular la temperatura termodinámica, medida en kelvins, hay que añadir 273 a la temperatura Celsius: $K = °C + 273$. Las escalas de temperatura y la energía cinética media se explican con claridad en el capítulo 3.)

Un gas que cumpla todos los postulados de la teoría cinética molecular se denomina *gas ideal*. Obviamente, ningún gas cumple con exactitud los postulados expuestos en segundo y cuarto lugar (todas las partículas gaseosas tienen algo de volumen y alguna fuerza de atracción o de repulsión). Pero un gas apolar a temperatura elevada y baja presión (concentración) se acerca mucho al comportamiento de un gas ideal.

Estás bajo presión, bajo la presión atmosférica, quiero decir

Aunque no estés dentro de un recipiente, tanto tú como los libros, el ordenador y todo lo que te rodea recibís el impacto constante de las moléculas de gas de la atmósfera, que ejercen una fuerza denominada *presión atmosférica*. La presión atmosférica se mide con un instrumento llamado *barómetro*. En los próximos apartados conocerás toda la verdad sobre la presión atmosférica.

Cómo medir la presión atmosférica: el barómetro

Si consultas un parte meteorológico completo, verás que presenta datos sobre la presión atmosférica. Ver si la presión atmosférica sube o baja permite hacerse una idea sobre los cambios meteorológicos que se avecinan. Para medir la presión atmosférica se usa un barómetro; en la figura 6-1 se ve en qué consiste.

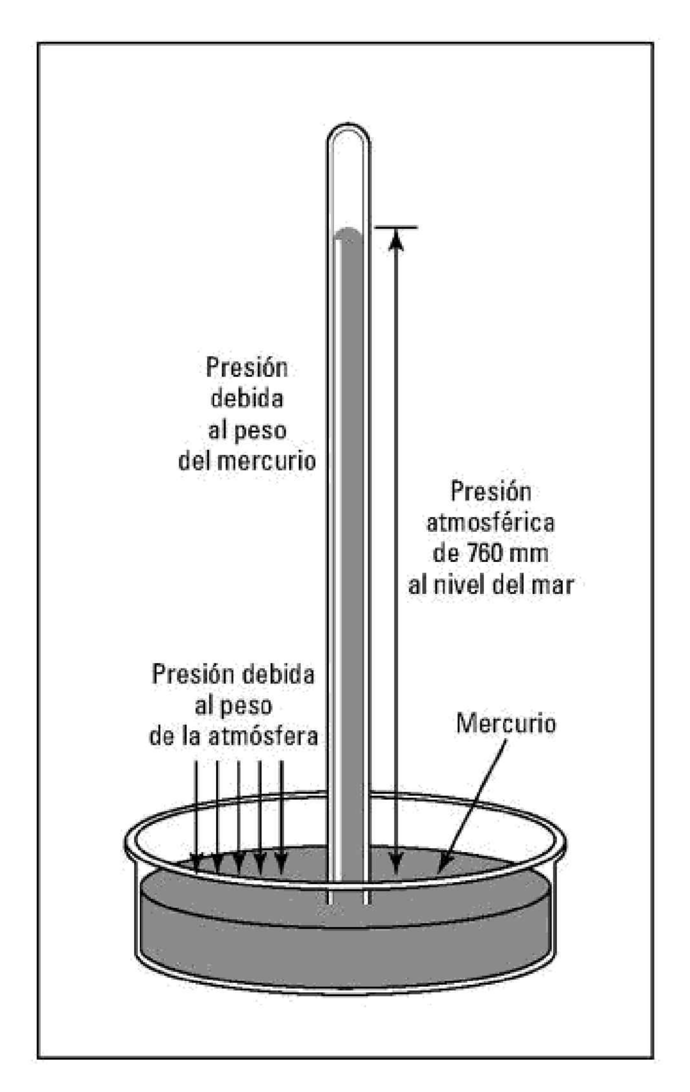


Figura 6-1:
Un barómetro.

Un barómetro se compone de un tubo de vidrio alargado cerrado por un extremo y completamente lleno de líquido. Se puede usar agua, pero el tubo tendría que ser muy largo (de unos 10 m de longitud), lo que supondría muchos inconvenientes. Los barómetros suelen usar mercurio por tratarse de un líquido muy denso. El tubo lleno de mercurio está invertido sobre un recipiente abierto y también lleno de mercurio, de forma que el extremo abierto del tubo quede bajo la superficie del mercurio que cubre el fondo del recipiente. La fuerza de la gravedad empuja el mercurio del tubo hacia abajo y lo obliga a salir hacia el recipiente, mientras que el peso de los gases de la atmósfera presionan hacia abajo el mercurio situado en el contenedor abierto y lo obliga a ascender por el tubo. Tarde o temprano ambas fuerzas se equilibran, de modo que el mercurio del tubo se estabiliza a cierta altura. Cuanto mayor sea la presión de la atmósfera, más alto será el valor registrado en la columna de mercurio; cuanto menor sea la presión atmosférica (por

ejemplo, en la cima de una montaña elevada), más baja estará la columna. Al nivel del mar, la columna se sitúa a 760 mm de altura, es lo que se denomina *presión atmosférica normal*.

La presión atmosférica se puede expresar de distintas maneras. Se puede dar en milímetros de mercurio (mm Hg); en atmósferas (atm; 1 atm es la presión al nivel del mar); en torr (1 torr equivale a 1 mm Hg); en pascales (Pa; 1 Pa equivale a 1 N/m^2; no te preocupes por la unidad newton, N; no es más que una manera de expresar la presión); o en kilopascales (kPa); como es lógico, 1 kilopascal equivale a 1000 pascales.

Así que la presión atmosférica al nivel del mar se puede expresar como:

760 mm Hg = 1 atm = 760 torr = 101 325 Pa = 101,325 kPa

En este libro usaremos, sobre todo las atmósferas y los torr, y en contadas ocasiones, los milímetros de Hg. En la variedad está el gusto.

Cómo medir la presión de un gas confinado: el manómetro

La presión de un gas encerrado en un recipiente se puede medir usando un instrumento llamado *manómetro*. La figura 6-2 muestra las partes de un manómetro.

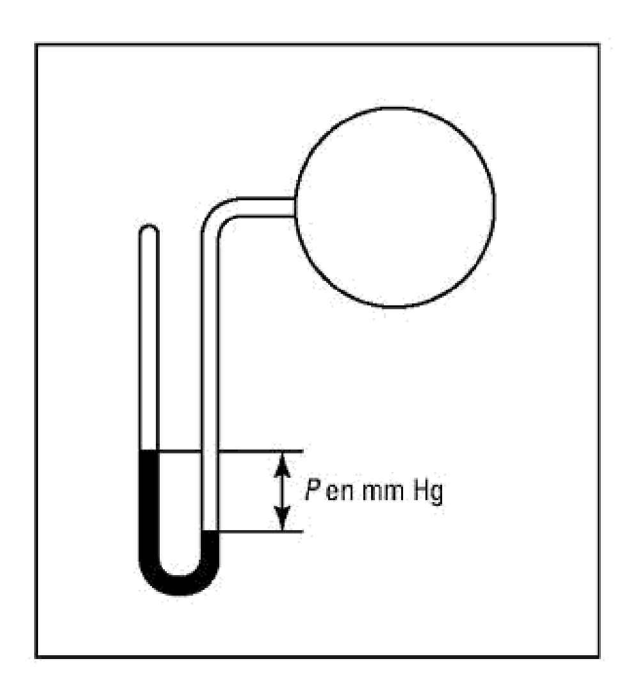


Figura 6-2:

Un manómetro se parece mucho a un barómetro. El contenedor del gas está unido a una pieza de cristal en forma de U que está parcialmente llena de mercurio y sellada en el otro extremo. La gravedad empuja hacia abajo la columna de mercurio situada en el extremo cerrado. El mercurio se equilibra por la presión del gas situado en el contenedor. La diferencia en ambos niveles del mercurio representa la presión del gas.

Las distintas leyes de los gases

Diversas leyes científicas describen las relaciones entre las cuatro propiedades físicas más importantes de los gases:

- ✔ volumen
- ✔ presión
- ✔ temperatura
- ✔ cantidad

Este apartado aborda esos principios. Las leyes de Boyle, de Charles y de Gay-Lussac describen la relación entre dos de esas magnitudes mientras las otras dos permanecen constantes. (En otras palabras, tomas dos magnitudes, cambias una de ellas, después observas su efecto en la segunda, mientras el resto de las propiedades permanecen constantes. Otra ley (una combinación de las leyes individuales de Boyle, de Charles y de Gay-Lussac) te permite alterar más de una magnitud al mismo tiempo.

Pero esta ley combinada no permite alterar la propiedad física de la cantidad. En cambio, la ley de Avogadro sí. Y la ley de los gases ideales permite incluso tener en cuenta variaciones en las cuatro magnitudes físicas.

Sí, este apartado contiene tantas leyes que el mero hecho de intentar digerirlas probablemente te producirá gases.

La ley de Boyle

La ley de Boyle, que debe su nombre a Robert Boyle, científico inglés del siglo

XVII, describe la relación entre la presión y el volumen de los gases cuando la temperatura y la cantidad se mantienen constantes. La figura 6-3 ilustra la relación presión-volumen usando la teoría cinética molecular.

El cilindro de la izquierda que aparece en la figura contiene cierto volumen de un gas a una presión determinada. Cuando desciende el volumen, la misma cantidad de partículas de gas se distribuye por un volumen menor y la cantidad de colisiones entre ellas aumenta considerablemente. Por tanto, la presión es mayor.

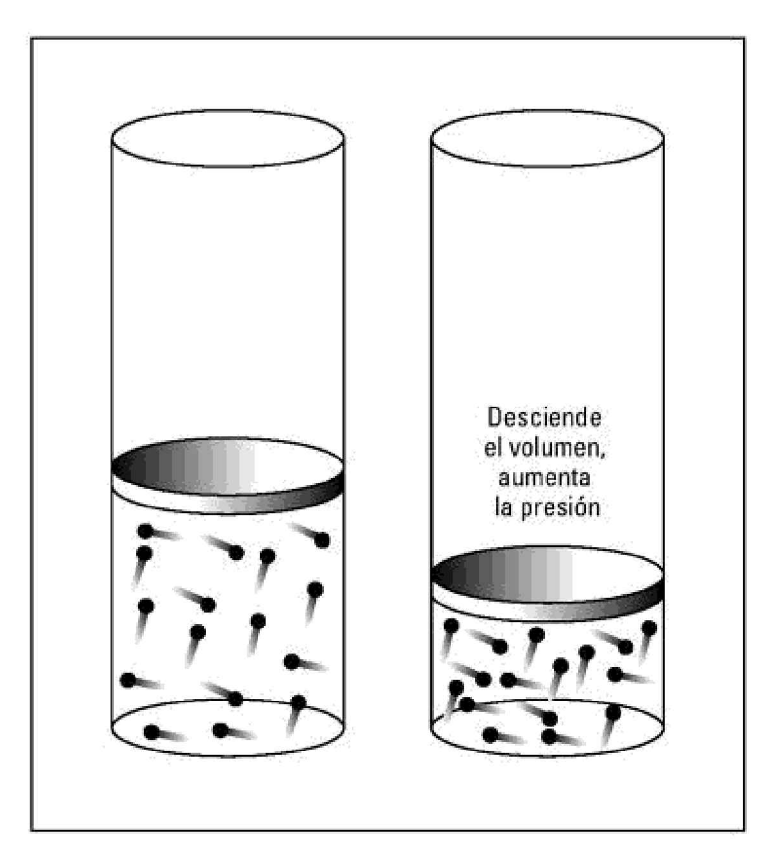


Figura 6-3:
Relación entre la presión y el volumen de los gases: ley de Boyle.

La ley de Boyle afirma que la relación entre el volumen y la presión es inversa. Boyle constató que el producto de la presión por el volumen es una constante (k):

$$PV = k$$

Consideremos ahora un caso en el que tengas un gas con una presión (P_1) y un volumen (V_1) determinados. Si cambias el volumen y adquiere otro valor (V_2), la presión también cambiará de valor (P_2). La ley de Boyle se puede usar para describir ambas circunstancias:

$$P_1V_1 = k$$
$$P_2V_2 = k$$

La constante, k, es la misma en ambos casos. Así que se puede afirmar que

$P_1V_1 = P_2V_2$ (siempre que la temperatura y la cantidad permanezcan constantes)

Esta ecuación es otro enunciado de la ley de Boyle; de hecho, uno de los más útiles, ya que es habitual tratar con cambios de presión y de volumen. Si se conocen tres de los valores recién mencionados, se puede hallar el cuarto. Por ejemplo:

Imagina que tienes 5,00 L de un gas a 1,00 atm de presión, y reduces el volumen a 2,00 L. ¿Cuál será la presión ahora?

Sigue estos pasos para llegar a la respuesta:

1. **Usa la fórmula:**

   $$P_1V_1 = P_2V_2$$

2. **Sustituye P_1 por 1 atm, V_1 por 5 L y V_2 por 2 L; obtienes:**

   $$(1{,}00 \text{ atm})\,(5{,}00 \text{ L}) = P_2\,(2{,}00 \text{ L})$$

3. **Despeja P_2:**

   $$\frac{(1{,}00 \text{ atm})(5{,}00 \text{ L})}{2.00 \text{ L}} = P_2 = 2{,}50 \text{ atm}$$

La respuesta tiene sentido porque al reducir el volumen, la presión aumenta, que es exactamente lo que dice la ley de Boyle.

La ley de Charles

La ley de Charles, que debe su nombre a Jacques Charles, químico francés del siglo XIX, describe la relación que existe entre el volumen y la temperatura cuando la presión y la cantidad permanezcan constantes. Hay un montón de situaciones cotidianas que tienen que ver con esa relación, sobre todo cuando un globo se enfría o se calienta.

La figura 6-4 ilustra la relación temperatura-volumen.

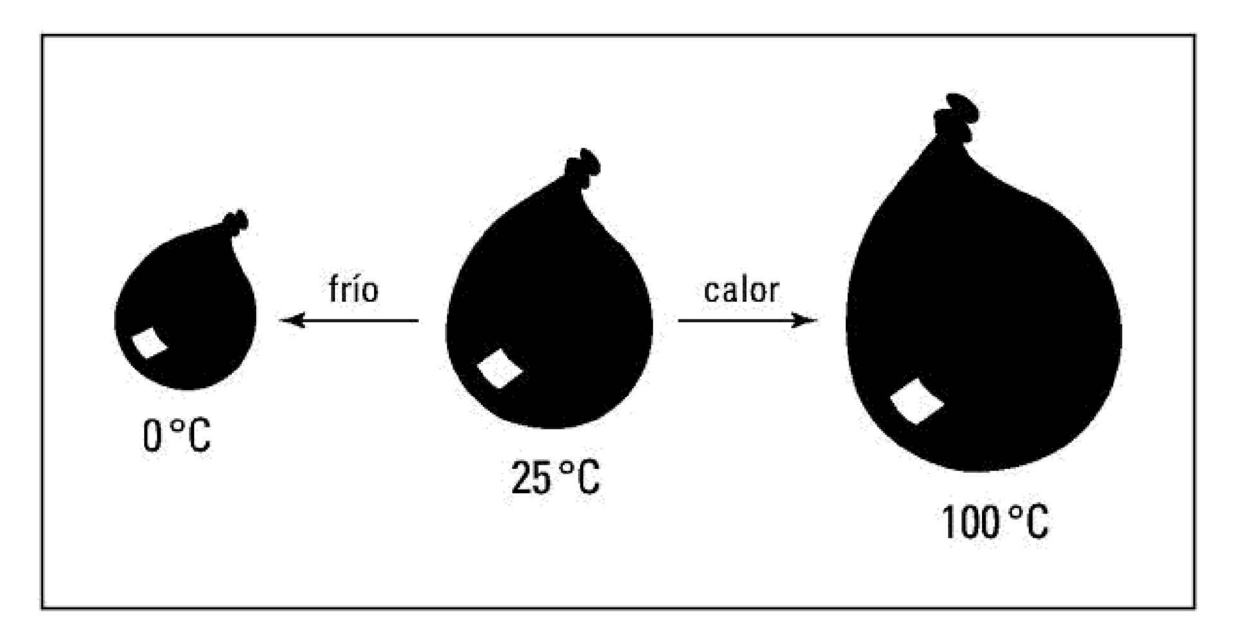


Figura 6-4:
La relación temperatura-volumen de los gases: la ley de Charles.

Observa el globo del centro de la figura 6-4. ¿Qué crees que le pasaría si lo pusieras dentro del frigorífico o si lo sacaras al exterior cuando la temperatura está por debajo de cero? Se encogería. Dentro de la nevera, o en el Ártico, la presión exterior (o la presión atmosférica) permanece igual, pero las partículas de gas que hay dentro del globo no se mueven tan deprisa como antes, así que el volumen decrece para mantener la presión constante. Si calientas el globo, el gas se expande y el volumen aumenta. Esta correspondencia es una *relación directa* (si aumenta la temperatura, aumenta el volumen y a la inversa).

Jacques Charles desarrolló la relación matemática que existe entre la temperatura y el volumen. También descubrió que hay que usar la escala termodinámica, o Kelvin, para trabajar con expresiones y cálculos sobre leyes de los gases.

La ley de Charles dice que el volumen es directamente proporcional a la temperatura termodinámica. Esta ley expresada en términos matemáticos se ve así:

$$V = bT \text{ o } \frac{V}{T} = b$$

(donde b es una constante)

Si la temperatura de un gas con un volumen (V_1) y una temperatura termodinámica (T_1) determinados pasa a tener una temperatura termodinámica distinta (T_2), el volumen también cambia (V_2).

$$\frac{V_1}{T_1} = b \quad \frac{V_2}{T_2} = b$$

La constante b no varía, así que:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

(siempre que la presión y la cantidad del gas permanezcan constantes y la temperatura se exprese en K). Si conoces tres de las cantidades, podrás calcular la cuarta. Vamos a por un ejemplo:

Imagina que vives en Alaska y que sales a la calle en pleno invierno, cuando la temperatura es de −23 °C. Inflas un globo de forma que

tenga un volumen de 1,00 L. Si después de hacerlo entras en casa, que está a unos cálidos 27 °C, ¿qué volumen tendrá ahora el globo?

Para averiguarlo, sigue estos pasos:

1. **Convierte la temperatura a kelvins; para ello suma 273 a la temperatura en grados Celsius:**

   −23 °C + 273 = 250 K (fuera)
   27 °C + 273 = 300 K (dentro)

2. **Resuelve V_2 usando esta expresión matemática:**

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

3. **Multiplica ambos lados por T_2, de forma que V_2 quede solo a un lado de la ecuación:**

$$\frac{V_1 T_2}{T_1} = V_2$$

4. **Sustituye las letras por su valor para calcular la siguiente respuesta:**

$$\frac{(1{,}00\ \text{L})(300\,\text{K})}{250\text{K}} = V_2 = 1{,}20\ \text{L}$$

Esta respuesta es razonable, porque la ley de Charles dice que si aumenta la temperatura Kelvin, el volumen también lo hace.

La ley de Gay-Lussac

La ley de Gay-Lussac, llamada así en honor al científico francés del siglo XIX Joseph-Louis Gay-Lussac, alude a la relación que existe entre la presión y la temperatura de un gas si el volumen y la cantidad del mismo permanecen constantes. Imagina, por ejemplo, que tienes un depósito metálico lleno de gas. El depósito tiene un volumen determinado y el gas en su interior ejerce cierta presión. Si calientas el depósito aumentas la energía cinética de las partículas de gas, con lo que se mueven mucho más rápido y no solo chocan contra las paredes interiores del depósito con más frecuencia que antes, sino que también lo hacen con más fuerza. La presión ha aumentado.

La ley de Gay-Lussac dice que la presión es directamente proporcional a la temperatura termodinámica. La figura 6-5 ilustra esta relación.

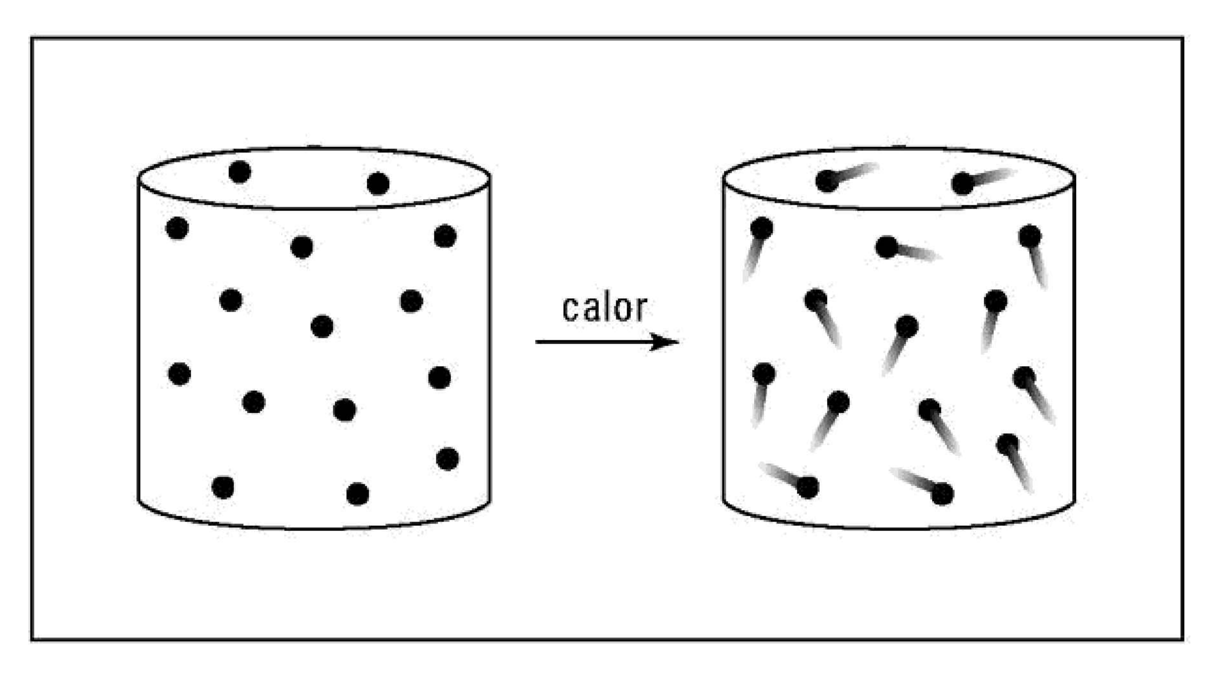


Figura 6-5:
La relación presión-temperatura de los gases: la ley de Gay-Lussac.

Esta es la ecuación matemática de la ley de Gay-Lussac, donde *P* es la presión, *T* es la temperatura y k es una constante:

$$P = kT \left(o \ \frac{P}{T} = k \right)$$

(cuando el volumen y la cantidad permanecen constantes)

Piensa en un gas que está a temperatura termodinámica T_1 y presión P_1. Las condiciones cambian, y la temperatura pasa a ser T_2 y la presión, P_2:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$



Si tienes un depósito de gas a una presión de 800 torr y una

temperatura de 250 K, y el contenedor se calienta hasta 400 K, ¿qué presión tendrá?

Para hallar la presión final, sigue estos pasos:

1. **Partes de** $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$ **y multiplicas ambos lados por** T_2 **para hallar** P_2**:**

   $$\frac{P_1 T_2}{T_1} = P_2$$

2. **Reemplaza las letras por su valor para llegar a la siguiente respuesta:**

   $$\frac{(800\ \text{torr})(400\ \text{K})}{250\ \text{K}} = P_2 = 1{,}280\ \text{torr}$$

Esa respuesta es razonable porque si el depósito se calienta, la presión debe aumentar.

La ley combinada de los gases

Todos los ejemplos de los apartados anteriores parten del supuesto de que dos magnitudes se mantienen constantes y una tercera cambia y es responsable de la modificación de la cuarta. Pero la vida raras veces es tan sencilla. ¿Cómo afrontar una situación en la que dos o incluso tres magnitudes varíen? Se podría tratar cada una por separado, pero sería estupendo que hubiera un modo de combinarlo todo para evitarlo.

En realidad lo hay. Se pueden combinar la ley de Boyle, la ley de Charles y la ley de Gay-Lussac en una sola ecuación. Créeme, no querrás que te cuente paso a paso cómo se llega a ella porque implica un montón de álgebra tediosa, pero el resultado final recibe el nombre de *ley combinada de los gases*, o *ley general de los gases*, y es así:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Igual que en los ejemplos previos, P es la presión del gas (en atm, mm Hg, torr,

o cualquier otra unidad), V es el volumen del gas (en las unidades pertinentes) y T es la temperatura termodinámica (en kelvins). Los números 1 y 2 representan, respectivamente, las condiciones iniciales y finales. La cantidad de materia sigue siendo constante: no se añade ni se pierde nada de gas. En esta ley combinada de los gases intervienen seis variables, así que conocer cinco permite calcular la sexta.

EJEMPLO

Imagina que un globo meteorológico de un volumen de 25,0 L a 1,00 atm de presión y una temperatura de 27 °C está preparado para llegar a una altitud donde la presión es de 0,500 atm y la temperatura es de 33 °C. ¿Qué volumen tendrá entonces el globo?

Antes de mostrarte cómo resolver este problema, haz un pequeño ejercicio de razonamiento. La temperatura desciende, así que esta variación deberá conllevar una disminución de volumen (ley de Charles). Sin embargo, la presión también desciende, lo que debería expandir el globo (ley de Boyle). Ambos factores compiten entre sí, así que en este momento no sabes cuál de los dos ganará la batalla.

Como aspiras a conocer el nuevo volumen (V_2), deberás proceder así:

1. **Reordena la ley combinada de los gases para llegar a la siguiente ecuación (multiplicando cada lado por T_2 y dividiendo cada lado entre P_2, para despejar V_2 en uno de los lados):**

$$\frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1} = V_2$$

2. **Identifica las cantidades que conoces:**

$P_1 = 1{,}00$ atm; $V_1 = 25{,}0$ L; $T_1 = 27$ °C + 273 = 300 K
$P_2 = 0{,}500$ atm; $T_2 = -33$ °C + 273 = 240 K

3. **Introduce los valores numéricos en la ecuación para realizar el siguiente cálculo:**

$$\frac{(1{,}00\ \text{atm})(25{,}0\ \text{L})(240\text{K})}{(0{,}500\ \text{atm})(300\text{K})} = V_2$$

$$40{,}0\ \text{L} = V_2$$

Como el volumen aumenta, en este caso la ley de Boyle ejerce un efecto mayor que la ley de Charles.

La ley de Avogadro

La ley general de los gases permite calcular cambios relacionados con la presión, el volumen y la temperatura, pero aún queda resolver el problema de la cantidad de materia. Para resolver la cantidad, hay que conocer otra ley.

RECUERDA

Amedeo Avogadro (el mismo Avogadro que nos dio el famoso número de partículas por mol, consulta el capítulo 8) dedujo, a partir del estudio de los gases, que volúmenes iguales de gases a la misma temperatura y presión contienen la misma cantidad de partículas de gas. Por tanto, la ley de Avogadro dice que el volumen de un gas es directamente proporcional a la cantidad de moles de gas (el número de partículas de gas) a una temperatura y presión constantes. En términos matemáticos la ley de Avogadro se expresa así:

$V = kn$ (a una temperatura y presión constantes)

En esta ecuación, k es una constante y n equivale al número de moles de gas. Si tienes una cantidad de moles de gas (n_1) en un determinado volumen (V_1) y los moles cambian debido a una reacción (n_2), entonces el volumen también cambia (V_2) y arroja la ecuación

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

No planteo ningún problema práctico relacionado con esta ley porque trata una idea muy parecida a la del resto de las leyes vistas en este capítulo.

Una consecuencia muy útil de la ley de Avogadro es que permite calcular el volumen de un mol de gas a cualquier temperatura y presión. Un dato muy útil que conviene recordar para calcular el volumen de un mol de gas es que 1 mol de cualquier gas en condiciones normales ocupa 22,4 L.

- **Presión en condiciones normales:** 1,00 atm (760 torr o 760 mm Hg)
- **Temperatura en condiciones normales:** 273 K

Esta relación entre moles de gas y litros permite convertir el gas de masa en volumen.

> Imagina que tienes 50,0 g de gas oxígeno (O_2) y que quieres saber qué volumen ocupa en condiciones normales.

El problema se puede plantear de este modo (consulta el capítulo 8 para conocer los entresijos de usar moles en ecuaciones químicas):

$$\frac{50{,}0\ \text{g}\ O_2}{1} \times \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32{,}0\ \text{g}\ O_2} \times \frac{22{,}4\ \text{L}}{1\ \text{mol}\ O_2} = 35{,}0\ \text{L}$$

Ahora sabes que los 50,0 g de gas oxígeno ocupan un volumen de 35,0 L en condiciones normales. Pero ¿y si el gas no se encuentra en condiciones normales?

¿Qué volumen tienen 50,0 g de oxígeno a 2,00 atm y 27,0 °C?

En el próximo apartado te enseñaré una manera facilísima de resolver este problema. Pero de momento puedes usar la ley combinada de los gases porque conoces el volumen en condiciones normales:

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

P_1 = 1,00 atm, V_1 = 35,0 L, T_1 = 273 K
P_2 = 2,00 atm, T_2 = 300 K (27°C + 273)

Para resolver V_2 hay que realizar el siguiente cálculo:

$$\frac{P_1V_1T_2}{P_2T_1} = V_2$$

$$\frac{(1{,}00\text{ atm})(35{,}0\text{ L})(300\text{ K})}{(2{,}00\text{ atm})(273\text{K})} = V_2 = 19{,}2\text{ L}$$

La ley de los gases ideales

Si mezclas la ley de Boyle, la ley de Charles, la ley de Gay-Lussac y la ley de Avogadro con una batidora durante un minuto, obtienes la *ley de los gases ideales*: una fórmula para resolver el volumen, la temperatura, la presión *y* la cantidad. La ley de los gases ideales es esta:

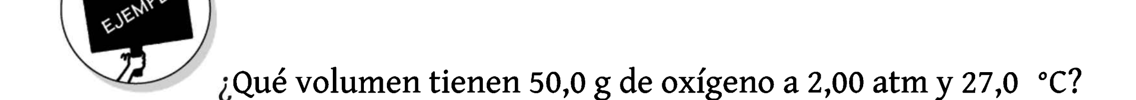
$$PV = n\ \mathrm{R}T$$

P representa la presión expresada en atmósferas (atm); *V* es el volumen en litros (L); *n* se corresponde con los moles de gas; *T* es la temperatura en kelvins (K); y R representa la constante del gas ideal, que vale 0,0821 L atm/K mol.

RECUERDA

Cuando se usa este valor de la constante del gas ideal, la presión debe expresarse en atmósferas y el volumen debe estar en litros. Para usar torr o milímetros, por ejemplo, habría que calcular otros valores para la constante del gas ideal, pero ¿para qué molestarse? Es más fácil memorizar un solo valor para R y acordarse de expresar la presión y el volumen en las unidades adecuadas. Por supuesto, la temperatura siempre se expresa en kelvins para resolver problemas relacionados con cualquier ley de gases.

Dicho esto, quiero enseñarte una manera muy simple de convertir la masa de un gas en volumen si no se encuentra en condiciones normales:



¿Qué volumen tienen 50,0 g de oxígeno a 2,00 atm y 27,0 °C?

Para responder esta pregunta, haz lo siguiente:

1. **Convierte los 50,0 g de oxígeno en moles usando el peso molecular del O_2:**

$$\frac{50{,}0\ \text{g}}{1} \times \frac{1\ \text{mol}}{32{,}0\ \text{g}} = 1{,}562\ \text{mol}$$

2. **Usa la ley de los gases ideales y reordénala para despejar *V*:**

$$PV = n\text{R}T$$

$$V = \frac{n\text{R}T}{P}$$

3. **Introduce las cantidades que conoces para llegar a esta respuesta:**

$$\frac{(1{,}562\ \text{mol})\left(0{,}0821\,\frac{\text{L atm}}{\text{K mol}}\right)(300\ \text{K})}{2{,}00\ \text{atm}} = 19{,}2\ \text{L}$$

Esta respuesta es idéntica a la obtenida en el apartado anterior, pero la manera de calcularla es mucho más directa.

La ecuación de Van der Waals

La ley de los gases ideales es útil para gases que obedecen a la teoría cinética molecular; en otras palabras, un gas ideal cumple la ley de los gases ideales. Pero ¿qué pasa en los casos en que el gas no es ideal y no responde a esa ley? Es lo que sucede con los gases polares (con fuerzas de atracción más intensas) o cuando la concentración del gas es alta (porque, en ese caso, no se puede ignorar el volumen de las partículas de gas). Johannes van der Waals ideó una ecuación que tiene en cuenta las fuerzas de atracción y el volumen de los gases reales mediante la introducción de dos constantes, a y b, en la ley de los gases ideales. Muchos manuales de química llevan tablas con los valores de las constantes a y b para cada gas individual, pero también se pueden consultar en los manuales recopilatorios de constantes físicas, o en este enlace: http://www.vaxasoftware.com/doc_edu/qui/vanderwaals_esp.pdf. La

ecuación resultante se denomina *ecuación de Van der Waals*:

$$\left(P+\frac{an^2}{V^2}\right)(V-n\mathrm{b})=n\mathrm{R}T$$

La atracción que ejercen las partículas de gas entre ellas reduce ligeramente la presión del gas. La constante a combinada con los moles de gas, *n*, tiene en cuenta la fuerza de atracción:

$$\left(P+\frac{an^2}{V^2}\right)$$

Cuanto mayor es la fuerza de atracción, más vale a.

El verdadero volumen de un gas real es inferior al de un gas ideal. El volumen se puede corregir mediante el término *V*-*n*b. Cuanto mayor es la partícula de gas, más volumen ocupa y mayor es el valor de b.

Aplica las leyes de los gases a la estequiometría

La ley de los gases ideales (y hasta la ecuación combinada de los gases) permite resolver problemas de estequiometría en los que intervienen gases. (El capítulo 8 es la llave para acceder al mundo de la estequiometría.) En este apartado usarás la ley de los gases ideales para resolver un problema de ese tipo, recurriendo a un experimento clásico de química: la descomposición del clorato potásico en cloruro potásico y oxígeno al calentarlo:

$2\ KClO_3\ (s) \rightarrow 2\ KCl(s)\ +\ 3\ O_2\ (g)$

EJEMPLO

Calcula el volumen de gas oxígeno que se produce a 700 torr y 27 °C a partir de la descomposición de 25,0 g de $KClO_3$.

Para averiguar el volumen, haz lo siguiente:

1. **Calcula la cantidad de moles de gas oxígeno que se produce:**

$$\frac{25{,}0\ \text{g KClO}_3}{1} \times \frac{1\ \text{mol KClO}_3}{122{,}55\ \text{g KClO}_3} \times \frac{3\ \text{mol O}_2}{2\ \text{mol KClO}_3} = 0{,}3060\ \text{mol O}_2$$

2. **Convierte la temperatura a kelvins y la presión a atmósferas:**

   27 °C + 273 = 300 K
   700 torr/760 torr/atm = 0,9211 atm

3. **Introduce todos los valores en la ley de los gases ideales:**

$$PV = n\text{R}T$$

$$V = \frac{n\text{R}T}{P}$$

$$\frac{(0{,}3060\ \text{mol})\left(0{,}0821\,\frac{\text{L atm}}{\text{K mol}}\right)(300\ \text{K})}{0{,}9211\ \text{atm}} = 8{,}18\ \text{L}$$

Las leyes de Dalton y de Graham

Este apartado aborda un par de leyes misceláneas, y estupendas, de los gases que debes conocer al menos de oídas. Una guarda relación con presiones parciales, y la otra, con la efusión y difusión gaseosas. Allá vamos.

La ley de Dalton

La ley de Dalton de presiones parciales dice que en una mezcla de gases, la presión total es la suma de las presiones parciales de los gases que forman la mezcla.

Si tienes una mezcla de gases (gas A, gas B, gas C, etcétera), la presión puedes expresarla mediante una ecuación que presente la suma de las presiones de todos los gases:

$$P_{\text{total}} = P_{\text{A}} + P_{\text{B}} + P_{\text{C}} + \ldots$$

Para resolver problemas de estequiometría como el del apartado anterior relacionado con la descomposición del clorato potásico, el oxígeno suele recogerse sobre agua por desplazamiento y entonces se mide el volumen. Sin

embargo, para conocer únicamente la presión del oxígeno, hay que restarle la presión debida al vapor de agua; es decir, hay que proceder al *secado* matemático del gas.

Imagina, por ejemplo, que se acumula una muestra de oxígeno sobre agua a una presión total de 755 torr y a 20 °C. Y supón que tu trabajo (estás de suerte) consiste en calcular la presión del oxígeno.

Sabes que la presión total asciende a 755 torr. Lo primero que debes hacer es buscar una tabla de referencia con la presión del vapor de agua a distintas temperaturas. (Estas tablas figuran en muchos manuales de química, pero también puedes consultarla aquí http://www.vaxasoftware.com/doc_edu/qui/pvh2o.pdf.) En dicha tabla verás que la presión parcial del agua a 20 °C asciende a 17,5 torr. Ya puedes calcular la presión del oxígeno:

$$P_{total} = P_{oxígeno} + P_{vapor\ de\ agua}$$
$$755\ torr = P_{oxígeno} + 17{,}5\ torr$$
$$P_{oxígeno} = 755\ torr - 17{,}5\ torr = 737{,}5\ torr$$

Conocer la presión parcial de gases como el oxígeno es importante para practicar submarinismo y para el empleo de respiradores en los hospitales.

La ley de Graham

Deja caer un par de gotas de perfume intenso sobre una mesa en un extremo de una habitación y la gente del extremo opuesto no tardará en percibirlo. Este proceso se denomina *difusión gaseosa* y consiste en la mezcla de gases debida a su desplazamiento molecular.

Pon algunas gotas del mismo perfume dentro de un globo y llénalo de aire. Pronto olerás el perfume fuera del globo a medida que se abra paso a través de los poros microscópicos de la goma. Este proceso se denomina *efusión gaseosa* y consiste en el desplazamiento de un gas a través de orificios pequeños. El mismo proceso de la efusión es el que hace que el helio no tarde en salirse de

los globos infantiles.

Thomas Graham descubrió que el ritmo o la velocidad (*v*) de difusión y efusión de los gases es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de su peso molecular o atómico (M). Esta relación recibe el nombre de ley de Graham, la cual viene a decir que cuanto más ligero es un gas, más rápida es su efusión (o difusión). La expresión matemática de la ley de Graham es:

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

El dulce aroma de la difusión

El concepto de difusión se comprueba con facilidad usando globos de látex y algún extracto. Pon unas gotas de un extracto (de vainilla, menta, almendra o lo que quieras) dentro de un globo. Después ínflalo, ciérralo con un nudo y sacúdelo. Unos minutos después, huele el globo. Notarás el aroma del extracto que metiste dentro. Los extractos son sustancias bastante volátiles que se evaporan dentro del globo y que se difunden a través de los poros del látex, de manera que llegan a la nariz de quien esté en la sala. Algunos químicos creen que es posible que las moléculas de los extractos interaccionen en realidad con el látex de tal forma que faciliten su penetración en las paredes del globo.

Imagina que inflas por igual dos globos de goma, uno con hidrógeno (H_2) y el otro con oxígeno (O_2). Como el hidrógeno es más ligero tendrá una efusión más rápida a través de los poros del globo. Pero ¿cuánto más rápida? Si usas la ley de Graham obtendrás la respuesta:

$$\frac{v_{H_2}}{v_{O_2}} = \sqrt{\frac{M_{O_2}}{M_{H_2}}}$$

$$\frac{v_{H_2}}{v_{O_2}} = \sqrt{\frac{32{,}0\ \text{g/mol}}{2{,}0\ \text{g/mol}}}$$

$$\frac{v_{H_2}}{v_{O_2}} = \sqrt{16}$$

$$\frac{v_{H_2}}{v_{O_2}} = 4$$

La efusión del hidrógeno debería producirse cuatro veces más rápido que la

del oxígeno.

Parte II

Un derroche de conceptos químicos



En esta parte…

En cuanto se menciona la química la mayoría de la gente piensa en reacciones químicas. Las reacciones químicas se usan para desarrollar nuevos fármacos, plásticos, productos de limpieza, tejidos, la lista es interminable. También se usan para analizar muestras y averiguar de qué están hechas y en qué proporción. Las reacciones químicas propulsan el cuerpo humano, el Sol y el universo. La química es todas las reacciones y los enlaces que se producen en ellas. Y esas reacciones y enlaces son lo que aborda esta parte.

Estos capítulos te introducirán en las reacciones químicas. Después te hablaré del mol, que no es un primo del trol, sino el concepto que une el mundo microscópico de los átomos y las moléculas, con el mundo macroscópico de los gramos y las toneladas métricas. Asimismo, vas a ver qué son las disoluciones, cómo elaborarlas y cómo calcular sus concentraciones. Y, para entrar en calor, te introduciré en la termoquímica. Las reacciones químicas o absorben energía o la liberan, y en el capítulo dedicado a la termoquímica te diré cómo calcular cuánto calor se ha liberado o absorbido. Por último, hablaremos de los ácidos y las bases, con sus propiedades, su sabor ácido y amargo, y el concepto de pH. No creo que esta parte te deje un sabor amargo en la boca. Es más, sé que no te resistirás a reaccionar con ella.

Capítulo 7

Cocina química: reacciones químicas

En este capítulo

- Distingue entre reactivos y productos
- Aplica energía para desencadenar reacciones
- Echa una ojeada a distintos tipos de reacciones
- Sigue la pista de los átomos en el ajuste de reacciones

Los químicos hacen muchísimas cosas: miden las propiedades físicas de las sustancias, analizan mezclas para averiguar de qué están hechas y crean sustancias nuevas. El proceso de elaboración de compuestos químicos se denomina *síntesis* y depende de reacciones químicas. Siempre he pensado que sería estupendo ser químico de síntesis orgánica y dedicarse a desarrollar compuestos nuevos y potencialmente importantes. Me imagino la emoción de trabajar durante meses o incluso años para conseguir al fin un montoncito de materia que ninguna otra persona en el mundo ha visto jamás. A fin de cuentas, no dejo de ser un empollón.

En este capítulo abordamos cómo se producen las reacciones químicas, sus distintos tipos y cómo escribir una ecuación química ajustada.

Debes saber qué tienes y qué obtienes: reactivos y productos

En una reacción química, unas sustancias (elementos o compuestos) se convierten en otras sustancias (compuestos o elementos). No se puede

convertir un elemento en otro con una reacción química, eso solo ocurre en las reacciones nucleares, tal como puedes leer en el capítulo 20. Lo que se consigue con las reacciones químicas es crear sustancias nuevas.

Existen diversos signos que indican que se ha producido una reacción química: salta a la vista que se ha formado algo nuevo, se crea un gas, se libera o absorbe calor, etcétera. Las sustancias químicas que cambian se denominan *reactivos*; las sustancias que se forman se llaman *productos*. Las *ecuaciones químicas* muestran los reactivos y los productos, además de otros factores, como los cambios de energía, los catalizadores, etcétera. Con estas ecuaciones se usa una flecha para indicar que se ha producido una reacción química. En términos generales, cualquier reacción química sigue este formato:

Reactivos → Productos

Por ejemplo, echa una ojeada a la reacción que se produce cuando enciendes un hornillo de gas natural para prepararte el desayuno. El metano (gas natural) reacciona con el oxígeno de la atmósfera y produce dióxido de carbono y vapor de agua. (Si el quemador no está bien ajustado para emitir una llama azul, tal vez produzca una cantidad significativa de monóxido de carbono junto con el dióxido de carbono. ¡Nada bueno!) La ecuación química que representa esta reacción se escribe así:

$$CH_4\ (g) + 2\,O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) + 2\,H_2O\ (g)$$

Esta ecuación se puede leer como sigue: una molécula de gas metano, $CH_4\ (g)$ reacciona con dos moléculas de gas oxígeno, $O_2\ (g)$, para formar una molécula de gas dióxido de carbono, $CO_2\ (g)$, y dos moléculas de vapor de agua, $H_2O\ (g)$. El 2 situado delante del gas oxígeno y el 2 que precede al vapor de agua se denominan *coeficientes de reacción*, e indican la cantidad de cada especie química que reacciona o que se forma. En el apartado siguiente de este mismo capítulo, titulado “Ajusta las reacciones químicas”, te enseño a calcular el valor de los coeficientes.

El metano y el oxígeno (el oxígeno es un elemento diatómico: dos átomos) son

los reactivos, mientras que el dióxido de carbono y el agua constituyen los productos. Todos los reactivos y productos son gases (lo que se indica mediante la ge que figura entre paréntesis).

En esta reacción, todos los reactivos y productos son invisibles. El calor que se produce es la señal que te indica que se está produciendo una reacción. Por cierto, este es un buen ejemplo de reacción *exotérmica*, una reacción que libera calor. Muchas reacciones son exotérmicas, pero también hay reacciones que absorben energía en lugar de liberarla. Estas reacciones se denominan *endotérmicas*. Cocinar implica un montón de reacciones endotérmicas, como freír un huevo. No es posible cascar un huevo, echarlo a la sartén y esperar que sin calentar la sartén se produzca la miríada de reacciones químicas que ocurren (a menos que estés en Écija en mitad de la calle y en pleno mes de agosto; ahí el sol se encargará de calentar la sartén en su justa medida).

Pensar en ese huevo frito me recuerda otra cuestión relacionada con reacciones exotérmicas. Tienes que prender el metano que sale por los quemadores con una cerilla o un mechero. Es decir, hay que aportar un poco de energía para iniciar la reacción. La energía que hay que aportar para iniciar una reacción se denomina *energía de activación de la reacción*. (En el apartado siguiente te enseñaré que también existe una energía de activación asociada a las reacciones endotérmicas, aunque sea mucho menos evidente.)

Pero ¿qué sucede en realidad a un nivel molecular cuando el metano y el oxígeno reaccionan? Abre bien los ojos con el próximo apartado para averiguarlo.

Cómo se producen las reacciones: la teoría cinética de las colisiones

Para que ocurra una reacción química, los reactivos tienen que chocar entre sí. Es como jugar al billar. Para colar la bola número 8 en la tronera de la esquina, hay que golpearla con la bola blanca. Ese choque transfiere *energía cinética* (energía de movimiento) de una bola a la otra y envía la segunda bola (si hay suerte) hacia la tronera. Se necesita energía para romper un enlace entre átomos y se libera energía cuando se forma un enlace. La *teoría cinética de las colisiones* dice que el choque entre las moléculas puede aportar la energía necesaria para romper los enlaces adecuados, de manera que puedan formarse

enlaces nuevos. La colisión se produce en el punto exacto y transfiere suficiente energía. Los siguientes apartados brindan tres ejemplos de lo que puede suceder durante una colisión.

Ejemplo de colisión en un solo paso

Cuando se juega al billar no todas las tiradas acaban colando una bola en una tronera. A veces el golpe no es lo bastante fuerte y no se transfiere suficiente energía a la bola para que llegue a colarse en la tronera. Esta situación también se da con las colisiones y reacciones moleculares. A veces, aunque se produzca una colisión, no se transfiere suficiente energía cinética: las moléculas no se mueven lo bastante deprisa. Podemos facilitar un poco las cosas calentando la mezcla de reactivos. La temperatura es una medida de la energía cinética media de las moléculas; elevar la temperatura incrementa la energía cinética disponible para romper enlaces durante las colisiones.

A veces aunque se golpee la bola con la fuerza suficiente no cae en la tronera porque no recibió el toque en el punto adecuado. Lo mismo sucede durante una colisión molecular. Las moléculas deben chocar con la orientación correcta, o en el punto adecuado para que se produzca la reacción.

> Imagina que tienes una ecuación que muestra una molécula *A-B* que reacciona con *C* para formar *C-A* y *B*, así:
> A-B + C → C-A + B

Por la manera en que está escrita esta ecuación, la reacción necesita que el reactivo *C* choque con *A-B* por el extremo *A* de la molécula. (Esto se sabe porque, en el lado del producto, *C* aparece unido a *A*: *C-A*.) Si golpea el extremo *B*, no pasa nada. El extremo *A* de esta molécula hipotética se denomina *lado reactivo* y es la parte de la molécula en la que debe producirse la colisión para que ocurra la reacción. Si *C* choca contra el extremo *A* de la molécula, entonces se transferirá suficiente energía para romper el enlace *A-B*. Una vez deshecho el enlace *A-B*, se podrá formar el enlace *C-A*. A continuación puedes ver cómo es la ecuación que sirve para expresar este proceso de reacción (en ella la rotura del enlace *A-B* y la formación del enlace *C-A* se representa mediante el signo que indica aproximadamente):

C~A~B → C-A + B

Por tanto, para que ocurra esta reacción debe producirse una colisión entre *C* y *A-B* justo en el sitio de reacción. La colisión entre *C* y *A-B* debe transferir suficiente energía para romper el enlace *A-B*, lo que permitirá la formación del enlace *C-A*.

Si en lugar de tener una molécula simple *A-B*, tienes una molécula compleja de gran tamaño, como una proteína o un polímero, la probabilidad de que *C* colisione en el sitio de reacción será mucho menor; podrán producirse muchas colisiones, pero solo unas pocas en el área efectiva de choque. Lo más seguro es que esta reacción sea mucho más lenta que el caso simple.

Fíjate en que estás considerando un ejemplo simple en el que doy por hecho que solo se necesita una colisión para producir esta reacción de un solo paso. Muchas reacciones son de un solo paso, pero otras muchas requieren varios pasos intermedios antes de que los reactivos se conviertan en productos finales. Durante el proceso podrán formarse diversos compuestos que reaccionarán entre sí para dar lugar a los productos finales. Estos compuestos se denominan *productos intermedios de reacción* y se representan en el mecanismo de la reacción, que es el conjunto de pasos que atraviesa la reacción a medida que los reactivos se convierten en productos. Pero en este capítulo nos quedaremos con lo simple y me ceñiré a las reacciones en un solo paso.

Un ejemplo exotérmico

Imagina que la reacción hipotética A-B + C → C-A + B es *exotérmica* (una reacción en la que se libera energía térmica al pasar de reactivos a productos). Los reactivos parten de un estado energético más elevado que los productos, así que la conversión de reactivos en productos libera energía. La figura 7-1 muestra un diagrama de energía de esta reacción.

En la figura 7-1, E_a es la energía de activación para la reacción (la energía que hay que aportar para iniciar la reacción). Se muestra la colisión de *C* y *A-B* con la rotura del enlace *A-B* y la formación del enlace *C-A* sobre la cima de energía de activación. A veces este grupo de reactivos en la cima de energía de activación se denomina *estado de transición de la reacción*. Tal como se ve en la figura 7-1, la diferencia en cuanto a nivel energético de los reactivos y el nivel energético de los productos se corresponde con la cantidad de energía (calor) que se libera durante la reacción.

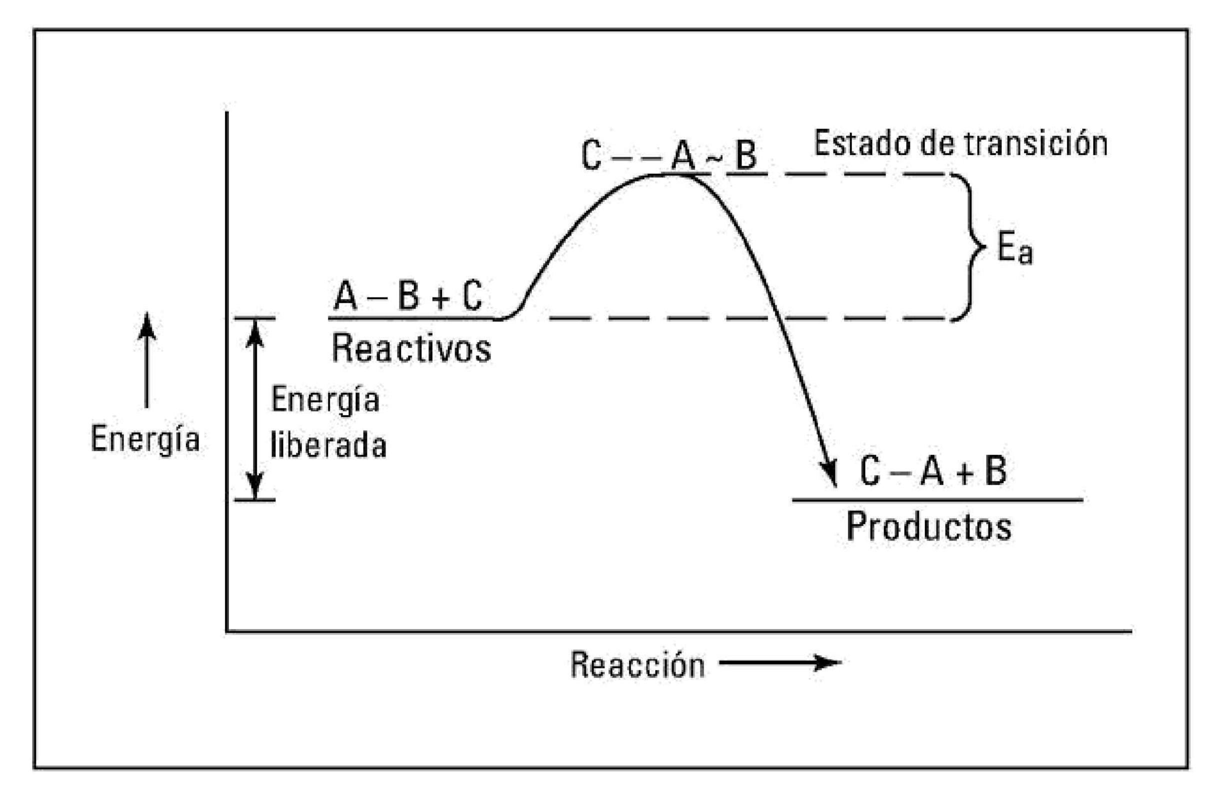


Figura 7-1:
Reacción exotérmica de A-B + C → C-A + B.

Algunas reacciones liberan energía, pero no térmica. Un ejemplo lo ofrecen las luces químicas de supervivencia; son esos artilugios cuya forma alargada permite doblarlas y mezclar dos disoluciones químicas que dan lugar a un producto resplandeciente: emiten luz pero no calor. Otro ejemplo son las luciérnagas, que mezclan dos sustancias químicas en su cuerpo para emitir luz. (Recuerdo una época en que muchas noches cazaba luciérnagas para meterlas dentro de un bote de cristal y usarlas como luz nocturna. ¡Qué tiempos aquellos!) Las reacciones que liberan energía son exergónicas. Si esa energía es en forma de calor, entonces la reacción se subclasifica como exotérmica.

Un ejemplo endotérmico

Imagina que la reacción hipotética A-B + C → C-A + B es *endotérmica* (una reacción en la que se absorbe calor), de modo que los reactivos se encuentran en un estado energético más bajo que los productos. La figura 7-2 muestra un diagrama de energía de esta reacción.

Igual que el diagrama de energía de la reacción exotérmica de la figura 7-1, este diagrama muestra que la reacción lleva asociada una energía de

activación (representada por E_a). Para pasar de reactivos a productos hay que aportar más energía inicial para poner en marcha la reacción y después se recupera parte de esa energía a medida que se produce la reacción. Fíjate en que el estado de transición aparece sobre la cima de energía de activación, igual que en el diagrama de energía de la reacción exotérmica. Pero, aunque ambos tipos de reacciones (tanto las endotérmicas como las exotérmicas) precisen energía de activación, las reacciones exotérmicas liberan energía térmica, mientras que las reacciones endotérmicas la absorben.

Cocinar es un ejemplo soberbio de reacción endotérmica. La carne picada no se convertirá en una deliciosa hamburguesa a menos que la cocines. Se necesita un aporte continuo de energía para que se produzcan las reacciones químicas que llamamos cocinar. Las compresas frías que usan los entrenadores de atletismo para tratar las lesiones son otro ejemplo de reacción endotérmica. Las bolsas portan en su interior una mezcla de dos disoluciones y la compresa absorbe energía térmica del entorno. Así que el entorno se enfría.

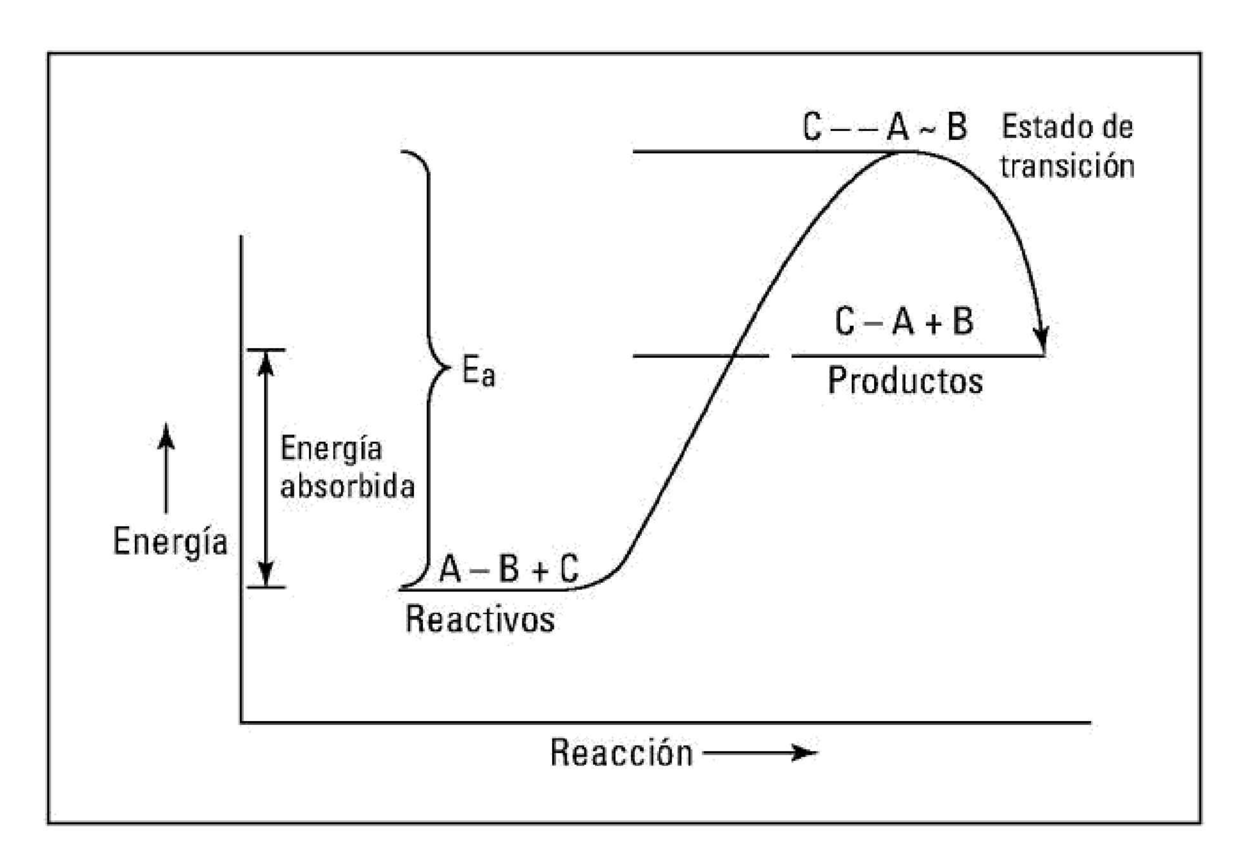


Figura 7-2:
Reacción endotérmica de A-B + C → C-A + B.

Otras reacciones absorben energía, que no tiene por qué ser calorífica. Por ejemplo, algunas reacciones absorben energía lumínica para reaccionar. El

término genérico que se usa en química para describir las reacciones que absorben energía (calorífica o de otra clase) es *endergónico*. Las reacciones endotérmicas son una subclase de las reacciones endergónicas.

Identifica los distintos tipos de reacciones

Según lo que suceda cuando se pasa de reactivos a productos, pueden producirse diversos tipos generales de reacciones químicas. Las reacciones más comunes son

- ✔ Síntesis o composición.
- ✔ Descomposición o análisis.
- ✔ Desplazamiento o sustitución sencilla.
- ✔ Doble desplazamiento o intercambio.
- ✔ Combustión.
- ✔ Redox.

En los próximos apartados encontrarás más información sobre cada uno de esos tipos.

Reacciones de síntesis o composición

En las reacciones de síntesis o composición, dos o más reactivos forman un producto. Son ejemplos de este tipo de reacción la síntesis del sodio y el cloro para formar cloruro de sodio,

$$2\,Na\ (s) + Cl_2\ (g) \rightarrow 2\,NaCl\ (s)$$

y la combustión del carbón (carbono) para producir dióxido de carbono,

$$C\ (s) + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g).$$

Fíjate en que, dependiendo de las condiciones o de las cantidades relativas de los reactivos, podrá formarse más de un producto durante una reacción de síntesis o composición. En el caso de la combustión del carbón, por ejemplo, si hay oxígeno en exceso, el producto será dióxido de carbono. Pero si la

cantidad de oxígeno es limitada, el producto será monóxido de carbono:

$$2\,C\ (s) + O_2\ (g) \rightarrow 2\,CO\ (g) \quad \text{(oxígeno limitado)}$$

Reacciones de descomposición o análisis

Las reacciones de descomposición son lo opuesto a las reacciones de síntesis o composición. En las reacciones de descomposición, un solo compuesto se deshace en dos o más sustancias más simples (elementos y/o compuestos). Un ejemplo de este tipo de reacción es la descomposición del agua en gas hidrógeno y gas oxígeno:

$$2\,H_2O\ (l) \rightarrow 2\,H_2\ (g) + O_2\ (g)$$

Otro ejemplo es la descomposición del peróxido de hidrógeno para formar gas oxígeno y agua,

$$2\,H_2O_2(l) \rightarrow 2\,H_2O(l) + O_2(g).$$

Reacciones de desplazamiento o sustitución sencilla

En las reacciones de desplazamiento sencillo, un elemento más activo sustituye (desplaza) a otro elemento menos activo de un compuesto. Por ejemplo, si pones un trozo del metal cinc en una disolución de sulfato de cobre (II) (por cierto, el capítulo 13 explica por qué el sulfato de cobre (II) tiene esta denominación, por si te lo estás preguntando), el cinc desplaza al cobre, tal como se ve en esta ecuación:

$$Zn\ (s) + CuSO_4\ (aq) \rightarrow ZnSO_4\ (aq) + Cu\ (s)$$

La notación (*aq*) indica que el compuesto está disuelto en agua (en una disolución *ac*uosa). Como en este caso el cinc reemplaza al cobre, se dice que es más activo. Si pones un trozo de cobre en una disolución de sulfato de cinc, no pasa nada. Pero ¿cómo se sabe qué metal es el más activo? Existe una tabla de actividad que relaciona la actividad de los metales. La tabla 7-1 muestra la serie de actividad de algunos metales comunes. Fíjate en que, como el cinc es más activo en la tabla, sustituirá al cobre, tal como muestra la ecuación anterior.

Tabla 7-1: La serie de actividad de algunos metales comunes	
Actividad	*Metal*
Más activo	Metales alcalinos y alcalinotérreos
	Al
	Zn
	Cr
	Fe
	Ni
	Sn
	Pb
	Cu
	Ag
Menos activo	Au

Echa otra ojeada a la reacción entre el metal cinc y la disolución de sulfato de cobre (II):

$Zn\ (s) + CuSO_4\ (aq) \rightarrow ZnSO_4\ (aq) + Cu\ (s)$ (ecuación molecular)

He escrito esta reacción como ecuación molecular, donde todas las especies se muestran en forma molecular/atómica. Sin embargo, estas reacciones ocurren normalmente en una disolución acuosa. Cuando el $CuSO_4$, cuyo enlace es iónico, se disuelve en agua, se descompone en *iones* (átomos o grupos de átomos que tienen carga eléctrica debido a la pérdida o adquisición de electrones). El ion de cobre tiene una carga +2 porque perdió dos electrones. Es un *catión*, es decir, un ion con carga positiva. El ion sulfato tiene una carga –2 porque posee dos electrones adicionales. Es un *anión*, es decir, un ion con carga negativa. (Consulta el capítulo 13 para una información más completa sobre enlaces iónicos.)

Para mostrar la reacción y producción de iones durante una reacción, se puede escribir una *ecuación iónica*, como la siguiente:

$Zn\ (s) + Cu^{2+}\ (aq) + SO_4^{2-}\ (aq) \rightarrow Zn^{2+}\ (aq) + SO_4^{2--}\ (aq) + Cu\ (s)$ (ecuación iónica)

Fíjate en que el ion sulfato, SO_4^{2-}, no cambia con la reacción. Los iones que no cambian durante la reacción y que aparecen a ambos lados de la ecuación de forma idéntica se denominan *iones espectadores*. Los químicos (que son muy, muy vagos) suelen omitir los iones espectadores y escriben la ecuación mostrando tan solo las sustancias químicas que cambian durante la reacción. Este formato se denomina *ecuación iónica neta*:

$Zn\ (s) + Cu^{2+}\ (aq) \rightarrow Zn^{2+}\ (aq) + Cu\ (s)$ (ecuación iónica neta)

Reacciones de doble desplazamiento o intercambio

En las reacciones de desplazamiento o sustitución sencilla solo se desplaza una especie química. En las *reacciones de doble desplazamiento o intercambio*, o *reacciones de metátesis*, se desplazan dos especies (por lo común, iones). Por lo general, las reacciones de este tipo ocurren en una disolución y se forma, bien un sólido indisoluble (reacciones de precipitación), bien agua (reacciones de neutralización).

Reacciones de precipitación

Si mezclas una disolución de cloruro potásico y una disolución de nitrato de plata, en la disolución resultante se forma un sólido blanco indisoluble. La formación de un sólido indisoluble en una disolución se denomina *precipitación*. Estas son las ecuaciones molecular, iónica e iónica neta de esta reacción de doble desplazamiento:

$KCl\ (aq) + AgNO_3\ (aq) \rightarrow AgCl\ (s) + KNO_3\ (aq)$ (ecuación molecular)
$K^+\ (aq) + Cl^-\ (aq) + Ag^+\ (aq) + NO_3^-\ (aq) \rightarrow AgCl\ (s) + K^+\ (aq) + NO_3^-\ (aq)$ (ecuación iónica)
$Cl^-\ (aq) + Ag^+\ (aq) \rightarrow AgCl\ (s)$ (ecuación iónica neta)

El sólido indisoluble blanco que se forma es cloruro de plata. Puedes eliminar los iones espectadores catión potasio y anión nitrato porque no cambian durante la reacción y se encuentran en ambos lados de la ecuación de forma idéntica. (Si te haces un lío con todos esos símbolos positivos y negativos en las ecuaciones, o no sabes qué es un catión ni un anión, da un salto al capítulo 13, donde encontrarás todo lo que necesitas saber al respecto.)

Para escribir estas ecuaciones, hay que conocer ciertos detalles sobre la

solubilidad de los compuestos iónicos. No te angusties. Ahí va: si un compuesto es soluble, mantendrá la forma de iones libres, pero si es indisoluble, se precipitará (forma sólida). La tabla 7-2 muestra la solubilidad de ciertos compuestos iónicos escogidos.

Tabla 7-2: Solubilidad de compuestos iónicos escogidos

Solubles en agua	*Indisolubles en agua*
Todos los cloruros, bromuros y yoduros	Excepto los de Ag^+, Pb^{2+}, Hg_2^{2+}
Todos los compuestos de NH_4	Óxidos
Todos los compuestos de metales alcalinos	Sulfuros
Todos los acetatos	La mayoría de los fosfatos
Todos los nitratos	La mayoría de los hidróxidos
Todos los cloratos	
Todos los sulfatos	Excepto $PbSO_4$, $BaSO_4$ y $SrSO_4$

Para usar la tabla 7-2 hay que combinar el catión de un reactivo con el anión del otro reactivo y viceversa (para mantener la neutralidad de los compuestos). Esto permite predecir los posibles productos de la reacción. Después hay que consultar la solubilidad de los posibles productos en la tabla. Si el compuesto es indisoluble, precipita. Si es soluble, se mantiene en la disolución.

Reacciones de neutralización

El otro tipo de doble desplazamiento o intercambio lo constituye la reacción entre un ácido y una base. Esta reacción de doble desplazamiento, llamada *reacción de neutralización*, forma agua. Echa una ojeada a la mezcla de disoluciones de ácido sulfúrico (el ácido de las baterías de coche, H_2SO_4) e hidróxido de sodio (sosa cáustica, NaOH). Estas son las ecuaciones molecular, iónica e iónica neta para esta reacción:

$H_2SO_4\ (aq) + 2\,NaOH\ (aq) \rightarrow Na_2SO_4\ (aq) + 2\,H_2O\ (l)$ (ecuación molecular)

$2H^+\ (aq) + SO_4^{2-}\ (aq) + 2Na^+\ (aq) + 2\,OH^-\ (aq) \rightarrow 2\,Na^+\ (aq) + SO_4^{2-}aq) + 2\,H_2O\ (l)$ (ecuación iónica)

$2H^+\ (aq) + 2\,OH^-\ (aq) \rightarrow 2\,H_2O\ (l)$ o $H^+\ (aq) + OH^-\ (aq) \rightarrow H_2O\ (l)$ (ecuación iónica neta)

Para pasar de la ecuación iónica a la ecuación iónica neta, se eliminan los iones espectadores (los que en realidad no reaccionan y aparecen de la misma manera a cada lado de la flecha); después los coeficientes que preceden a los reactivos y los productos se reducen al mínimo común denominador.

En el capítulo 11 encontrarás más información sobre reacciones ácido-base.

Reacciones de combustión

Las reacciones de combustión se producen cuando un compuesto, que por lo común contiene carbono, se combina con el gas oxígeno del aire. Este proceso se suele llamar *combustión* y el calor es el producto más útil de la mayoría de las reacciones de este tipo.

Esta es una ecuación molecular que representa la combustión del propano:

$$C_3H_8\ (g) + 5\ O_2\ (g) \rightarrow 3\ CO_2\ (g) + 4\ H_2O\ (l)$$

El propano pertenece a una clase de compuestos denominados *hidrocarburos* y que están formados tan solo por carbono e hidrógeno. El producto de esta reacción es calor. No quemas propano en la cocina de gas para añadir dióxido de carbono a la atmósfera, sino para que el calor cueza los alimentos.

Las reacciones de combustión también son una clase de reacción redox, de la que se habla en el próximo apartado.

Reacciones redox

Las *reacciones redox* o *reacciones de reducción-oxidación* son reacciones en las que se intercambian electrones:

$$2\ Na\ (s) + Cl_2\ (g) \rightarrow 2\ NaCl\ (s)$$
$$C\ (s) + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g)$$
$$Zn\ (s) + CuSO_4\ (aq) \rightarrow ZnSO_4\ (aq) + Cu\ (s)$$

Las reacciones recién expuestas son ejemplos de otros tipos de reacciones (como reacciones de síntesis, de combustión y de sustitución sencilla), pero también son reacciones redox. Todas ellas implican la transferencia de

electrones de una especie química a otra. Las reacciones redox intervienen en la combustión, la oxidación, la fotosíntesis, la respiración y las baterías, entre otros procesos.

Ajusta las reacciones químicas

Si provocas una reacción química, sumas las masas de todos los reactivos y comparas esa suma con la suma de las masas de todos los productos, verás que son iguales. De hecho, una ley de la química, la ley de la conservación de la masa, afirma que en cualquier reacción química ordinaria, la materia no se crea ni se destruye. Eso quiere decir que no se gana ni se pierde ningún átomo durante la reacción; pueden combinarse de un modo distinto, pero siguen estando ahí.

Una ecuación química representa una reacción y se usa para calcular cuánto se necesita de cada elemento y cuánto puede producirse de cada elemento. Y esa ecuación química tiene que cumplir la *ley de la conservación de la masa*, lo cual significa que hay que tener la misma cantidad de cada clase de elemento a ambos lados de la ecuación; o sea que hay que ajustar la ecuación. En este apartado te enseño a ajustar ecuaciones químicas.

Cómo ajustar la producción de amoníaco

Mi reacción favorita recibe el nombre de *proceso de Haber*, un método para preparar amoníaco (NH_3) haciendo reaccionar gas nitrógeno con gas hidrógeno. Esta reacción es mi preferida porque contribuye a alimentar al mundo. El amoníaco que produce se usa para elaborar nitrato de amonio y fosfato de amonio, dos fertilizantes sintéticos que han permitido aumentar la producción de alimentos. Esta es la ecuación:

$$N_2\ (g) + H_2\ (g) \rightarrow NH_3\ (g)$$

Esta ecuación muestra lo que sucede en la reacción, pero no revela qué cantidad de cada elemento se necesita para producir amoníaco. Para hallar cuánta cantidad de cada elemento se necesita, hay que ajustar la ecuación; es decir, cerciorarse de que la cantidad de átomos del lado izquierdo de la ecuación es igual al número de átomos del lado derecho.

Conoces los reactivos y el producto de esta reacción, y no puedes cambiarlos. No puedes cambiar los compuestos y no puedes cambiar los subíndices porque eso alteraría los compuestos. Así que lo único que puedes hacer para ajustar la ecuación es añadir coeficientes, números enteros delante de los compuestos o elementos de la ecuación. Los coeficientes revelan qué cantidad de átomos o moléculas tienes.

Por ejemplo, si escribes 2 H_2O, significa que tienes dos moléculas de agua:

$$2\,H_2O = H_2O + H_2O$$

Cada molécula de agua se compone de dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. Así que con 2 H_2O, tienes un total de 4 átomos de hidrógeno y 2 átomos de oxígeno:

$$\begin{aligned} 2\,H_2O \quad &= H_2O + H_2O \\ &= 2\,H + 1\,O + 2\,H + 1\,O \\ &= 4\,H + 2\,O \end{aligned}$$

Vas a aprender a igualar reacciones usando un método llamado *ajuste por inspección o por tanteo*, o "jugando con los coeficientes", que es como lo llamo yo. Se toma cada átomo uno a uno y se ajusta añadiendo los coeficientes adecuados a un lado o al otro de la ecuación.

Teniendo esto presente, vuelve a echar un vistazo a la ecuación para formar amoníaco:

$$N_2\ (g) + H_2\ (g) \rightarrow NH_3\ (g)$$

CONSEJO

En la mayoría de los casos conviene esperar hasta el final para ajustar los átomos de hidrógeno o de oxígeno. Es un consejo elaborado a base de muchos años de experiencia: ajusta en primer lugar el resto de los átomos.

Así que en ese ejemplo hay que ajustar primero los átomos de nitrógeno. Hay dos átomos de nitrógeno en la parte derecha (el lado del producto). Para igualar los átomos de nitrógeno utiliza un coeficiente de 2 delante del

amoníaco de la derecha.

$$N_2\ (g)\ +\ H_2\ (g) \rightarrow \mathbf{2}\ NH_3\ (g)$$

Ahora hay dos átomos de nitrógeno en el lado de la izquierda y dos átomos de nitrógeno en el de la derecha.

A continuación, fíjate en los átomos de hidrógeno. Tienes dos átomos de hidrógeno en el lado de la izquierda y seis átomos de hidrógeno en el lado de la derecha (dos moléculas NH_3, cada una de ellas con tres átomos de hidrógeno, lo que da un total de seis átomos de hidrógeno). Así que coloca un 3 delante del H_2 de la izquierda, lo que da como resultado:

$$N_2\ (g)\ +\ \mathbf{3}\ H_2\ (g) \rightarrow 2\ NH_3\ (g)$$

Esto debería bastar. Haz una comprobación para asegurarte: tienes dos átomos de nitrógeno en la izquierda y dos átomos de nitrógeno en la derecha. Hay seis átomos de hidrógeno en la izquierda ($3 \times 2 = 6$) y seis átomos de hidrógeno en la derecha ($2 \times 3 = 6$). La ecuación está ajustada. La ecuación se lee así: una molécula de nitrógeno reacciona con tres moléculas de hidrógeno para producir dos moléculas de amoníaco.

Esta ecuación también se iguala con coeficientes de 2, 6 y 4, en lugar de 1, 3 y 2. De hecho, cualquier múltiplo de 1, 3 y 2 la ajusta, pero en química siempre se usan los números enteros más bajos que mantienen la proporción (consulta el apartado sobre fórmulas empíricas del capítulo 14 para ahondar en los detalles).

¿Me das fuego?

En este apartado puedes seguir todos los pasos necesarios para ajustar la ecuación que reproduce la combustión del butano, un hidrocarburo, cuando hay oxígeno en exceso disponible (la reacción que se produce al accionar un encendedor de butano).

1. **Empieza con la reacción desajustada escrita en forma de ecuación**

molecular.

La ecuación de la combustión del butano con oxígeno en exceso es:

$$C_4H_{10}\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) + H_2O\ (g)$$

2. **Ajusta en primer lugar los átomos de carbono.**

   Dejarás para el final el ajuste de los átomos de hidrógeno y de oxígeno. Tienes cuatro átomos de carbono en la izquierda y un átomo de carbono en la derecha, así que añade un coeficiente de 4 delante del dióxido de carbono:

   $$C_4H_{10}\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow \mathbf{4}\ CO_2\ (g) + H_2O\ (g)$$

3. **Cuando hayas ajustado todos los átomos que no son de hidrógeno ni de oxígeno, ajusta los átomos de hidrógeno.**

   El carbono es el único átomo distinto de este ejemplo, así que ya puedes pasar a trabajar con el hidrógeno. Hay diez átomos de hidrógeno en la izquierda y dos átomos de hidrógeno en la derecha, así que pon un coeficiente de 5 delante del agua de la derecha.

   $$C_4H_{10}\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 4\ CO_2\ (g) + \mathbf{5}\ H_2O\ (g)$$

4. **Ajusta los átomos de oxígeno.**

   Tienes dos átomos de oxígeno en la izquierda y un total de trece átomos de oxígeno en la derecha [(4 × 2) + (5 × 1) = 13]. ¿Qué puedes multiplicar por 2 para que valga 13? ¿Qué tal 6,5?

   $$C_4H_{10}\ (g) + \mathbf{6{,}5}\ O_2\ (g) \rightarrow 4\ CO_2\ (g) + 5\ H_2O\ (g)$$

5. **Multiplica todos los coeficientes de la ecuación para conseguir los números enteros más bajos que mantienen la proporción.**

   Para ello multiplica toda la ecuación por 2 (solo los coeficientes, por favor) con la finalidad de conseguir números enteros:

   $$[C_4H_{10}\ (g) + 6{,}5\ O_2\ (g) \rightarrow 4\ CO_2\ (g) + 5\ H_2O\ (g)] \times 2$$

   Al multiplicar cada coeficiente por 2 (¡no toques los subíndices!) obtienes:

   $$2\ C_4H_{10}\ (g) + 13\ O_2\ (g) \rightarrow 8\ CO_2\ (g) + 10\ H_2O\ (g)$$

6. **Comprueba el cómputo de átomos a ambos lados de la ecuación para asegurarte de que está ajustada y de que los coeficientes son los números enteros más bajos que mantienen la proporción.**

Las reacciones químicas más simples se pueden ajustar de esta manera. Pero existe una clase de reacción tan compleja que este método no funciona bien aplicado a ellas. Son las reacciones redox. Para ajustar sus ecuaciones se usa

un método especial, pero me lo guardaré para otra ocasión (o para otro libro).

Capítulo 8

Miles y miles de moles

En este capítulo

- Cuenta átomos y moléculas por su peso
- Entiende cómo facilitan los moles los cálculos químicos
- Usa los moles para aplicaciones prácticas

Una de las muchas cosas que hacen los químicos es crear sustancias nuevas, un proceso llamado *síntesis*. Y una pregunta lógica que suelen formular es *¿cuánto?*

¿Cuánto reactivo se necesita para elaborar cierta cantidad de producto? ¿Cuánto producto se puede conseguir con determinada cantidad de reactivo? Para responder esas cuestiones, es necesario ajustar una ecuación química, expresada en términos de átomos y moléculas, y convertirla en gramos, kilogramos o toneladas (alguna unidad de medida que sirva para pesar en el laboratorio). El concepto de mol permite pasar del mundo microscópico de los átomos y las moléculas al mundo real de los gramos y kilogramos, y es uno de los conceptos esenciales más importantes en química. En este capítulo te presento al señor mol.

Recuento de partículas al peso

Imagina que tienes que empaquetar 1000 tuercas y 1000 tornillos en sacos grandes, y que te pagan por cada saco que llenes. ¿Cuál será la manera más eficiente y más rápida de contar las tuercas y los tornillos? Mides la masa de cien o incluso diez piezas de cada clase y, a partir de ahí, calculas la masa de

1000 piezas de cada tipo. Llenas el saco de tuercas hasta alcanzar la masa que has calculado para 1000 tuercas y después sigues el mismo procedimiento para llenar la saca de los tornillos. En otras palabras, cuentas las piezas al peso; esta es una de las maneras más eficaces de contar grandes cantidades de objetos.

En química se cuentan cantidades muy grandes de partículas, como átomos y moléculas. Para contarlas con eficacia y rapidez hay que usar el método del recuento al peso, lo que significa que hay que conocer la masa de los átomos y las moléculas individuales. La masa de los átomos individuales figura en la tabla periódica, pero ¿y la masa de cada compuesto? Bueno, puedes sumar la masa de todos los átomos que conforman el compuesto para calcular la masa molecular o la masa fórmula (o peso fórmula). (La *masa molecular* se refiere a compuestos con enlaces covalentes, mientras que la *masa fórmula* sirve tanto para compuestos iónicos como covalentes. Consulta los capítulos 13 y 14 para saber más sobre enlaces iónicos y covalentes.)

El agua, H_2O, se compone de dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno. En la tabla periódica verás que un átomo de hidrógeno vale 1,007 9 uma y que un átomo de oxígeno pesa 15,999 uma (*uma* significa "unidad de masa atómica"; consulta detalles en el capítulo 4). Para calcular la masa molecular del agua, basta con sumar las masas atómicas de dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno:

2 × 1,007 9 uma = 2,016 uma (dos átomos de hidrógeno)

1 × 15,999 uma (un átomo de oxígeno)

2,016 uma + 15,999 uma = 18,015 uma (masa de una molécula de agua)

Prueba a hacer ahora un cálculo un poco más complejo. Calcula la masa fórmula del sulfato de aluminio, $Al_2(SO_4)_3$. Esta sal consiste en 2 átomos de aluminio, 3 átomos de azufre y 12 átomos de oxígeno. Busca en la tabla periódica la masa de cada átomo individual y calcula entonces la masa fórmula de este modo:

(2 Al × 26,982 uma/Al) + (3 S × 32,066 uma/S) + (12 O × 15,999 uma/O) = 342,150 uma para el $Al_2(SO_4)_3$

Cuenta por moles

Cuando se trata con objetos, se piensa qué cantidad es adecuada; por ejemplo, los pendientes se suelen comprar por pares. Los huevos se piden por docenas. Y, por lo general, los folios se compran por resmas (o paquetes de 500 unidades).

La gente usa sin cesar distintas palabras para referirse a cantidades, un par son 2, una docena son 12, una resma son 500. Todos estos términos son unidades de medida adecuadas para los objetos con los que suelen usarse. Rara vez comprarás una resma de pendientes o un par de folios sueltos.

De la misma manera, para tratar con átomos o moléculas necesitas una unidad adecuada que tenga en cuenta el pequeñísimo tamaño de los átomos y las moléculas. Esa unidad se llama *mol* y en los apartados siguientes tienes información sobre cómo contar con moles.

Busca el número de Avogadro, pero no en la guía telefónica

La palabra *mol* se corresponde con un número ($6{,}022 \times 10^{23}$), que suele denominarse *número de Avogadro* y que debe su nombre a Amedeo Avogadro, el científico que sentó las bases para el principio del mol.

Pero el mol ($6{,}022 \times 10^{23}$) se corresponde con un número verdaderamente grande. Al escribirlo completo es

602 200 000 000 000 000 000 000

Por eso a los científicos les encanta la notación científica. Si tuvieras un mol de caramelos, llenarías con ellos toda Europa hasta una profundidad aproximada de 1000 km. Un mol de granos de arroz cubriría toda la superficie sólida del planeta hasta una profundidad aproximada de 75 m. Y un mol de moles... ¡Uy, no! ¡No quiero ni pensarlo!

El número de Avogadro se corresponde con una cantidad determinada de cosas. Por lo común esas cosas son átomos y moléculas. Así que el mol está relacionado con el mundo microscópico de los átomos y las moléculas. Pero ¿cómo se relaciona con el mundo macroscópico en el que me desenvuelvo yo?

La respuesta es que un mol (símbolo mol) también se corresponde con la cantidad de partículas que hay justo en 12 g de un isótopo concreto del carbono (C-12). Así que si tienes exactamente 12 g de ^{12}C, entonces tienes $6{,}022 \times 10^{23}$ átomos de carbono, lo que también es un mol de átomos de ^{12}C. En el caso de cualquier otro elemento, un mol es la masa atómica de ese elemento expresada en gramos. Y en el caso de un compuesto, un mol es la masa fórmula (o molecular) expresada en gramos.

Los moles en acción

Una molécula de agua pesa 18,015 uma (consulta el apartado "Recuento de partículas al peso" para calcular la masa de compuestos). Como un mol es la masa fórmula (o molecular) de un compuesto expresada en gramos, ya puedes afirmar que la masa de un mol de agua es 18,015 g. También puedes decir que 18,015 g de agua contienen $6{,}022 \times 10^{23}$ moléculas de H_2O, o un mol de agua. Y el mol de agua se compone de dos moles de hidrógeno y un mol de oxígeno.

El mol es el puente que enlaza el mundo microscópico con el macroscópico.

$6{,}022 \times 10^{23}$ partículas ↔ mol ↔ masa atómica/fórmula/molecular en gramos

Si conoces alguna de esas tres cantidades (partículas, moles o gramos), entonces puedes calcular las otras dos.

EJEMPLO

Imagina que quieres saber cuántas moléculas de agua hay en 5,50 moles de agua. Puedes plantear el problema de esta manera:

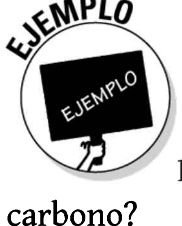
$$\frac{5{,}50\ \text{mol}}{1} \times \frac{6{,}022 \times 10^{23}\ \text{moléculas}}{1\ \text{mol}} = 3{,}31 \times 10^{24}\ \text{moléculas}$$

EJEMPLO

O imagina que quieres saber cuántos moles hay en 25,0 g de agua. Un posible planteamiento del problema sería:

$$\frac{25{,}0\ \text{g}\ H_2O}{1} \times \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}015\ \text{g}\ H_2O} = 1{,}39\ \text{moles}\ H_2O$$

Hasta puedes pasar de gramos a partículas mediante el mol.



Por ejemplo, ¿cuántas moléculas hay en 100,0 g de dióxido de carbono?

Para resolverlo haz lo siguiente:

1. **Consulta la tabla periódica para conocer la masa molecular del CO_2.**

   En la tabla periódica se ve que un átomo de carbono es igual a 12,011 uma y que un átomo de oxígeno pesa 15,999 uma.

2. **Calcula la masa molecular.**

   En este ejemplo, el cálculo sería:
   $[(1\ C \times 12{,}011\ g/mol\ C) + (2\ O \times 15{,}999\ g/mol\ O)] = 44{,}01\ g/mol$ de CO_2

3. **Plantea el problema y resuelve las operaciones.**

$$\frac{100{,}0\ g\ CO_2}{1} \times \frac{1\ mol\ CO_2}{44{,}01\ g} \times \frac{6{,}022 \times 10^{23}\ moléculas}{1\ mol} = 1{,}368 \times 10^{24}\ \text{moléculas de } CO_2$$

Y es igual de fácil pasar de partículas a moles y gramos.

Cálculo de la fórmula empírica

El concepto de mol se puede utilizar para calcular la fórmula empírica de un compuesto recurriendo a los datos del *porcentaje de composición* de ese compuesto (el porcentaje por la masa de cada elemento del compuesto). (La fórmula empírica indica los distintos tipos de elementos que integran una molécula y la relación numérica más baja en números enteros de cada tipo de átomo dentro de la molécula. Consulta el capítulo 14 para conocer más detalles.)

Para hallar la fórmula empírica de un compuesto se suele partir de datos porcentuales. La composición porcentual es una de las primeras cosas que analiza un químico para estudiar un compuesto nuevo. Por ejemplo, supón

que en un compuesto formado por sodio, azufre y oxígeno el peso de cada uno de esos elementos representa el porcentaje siguiente:

26,4 % de Na
36,8 % de S
36,8 % de O

Como se trata de porcentajes, se da por supuesto que tienes 100 g del compuesto en cuestión, así que los porcentajes se pueden considerar masas. Entonces se puede convertir cada masa en moles, así:

$$\frac{26{,}4\text{ g Na}}{1} \times \frac{1\text{ mol Na}}{22{,}99\text{ g}} = 1{,}15\text{ mol Na}$$

$$\frac{36{,}8\text{ g S}}{1} \times \frac{1\text{ mol S}}{32{,}07\text{ g}} = 1{,}15\text{ mol S}$$

$$\frac{36{,}8\text{ g O}}{1} \times \frac{1\text{ mol O}}{16{,}00\text{ g}} = 2{,}30\text{ mol O}$$

Ya puedes escribir una fórmula empírica:

$Na_{1,15}S_{1,15}O_{2,30}$

Pero sé que los subíndices deben ser números enteros, así que divido cada uno de ellos entre el factor común más bajo, 1,15:

$$\frac{1{,}15\text{ Na}}{1{,}15} = 1\text{ Na} \quad \frac{1{,}15\text{ S}}{1{,}15} = 1\text{ S} \quad \frac{2{,}30\text{ O}}{1{,}15} = 2\text{ O}$$

Y se obtiene la fórmula empírica $NaSO_2$. (Cuando un subíndice vale 1 no se escribe.)

Esto permite calcular una masa para la fórmula empírica sumando las masas atómicas que figuran en la tabla periódica para 1 sodio (Na), 1 azufre (s) y 2 oxígenos (O). La suma da como resultado una masa para la fórmula empírica de 87,056 g.

Imagina, sin embargo, que en otro experimento la masa molecular real de ese compuesto era 174,1112 g. Al dividir 174,1112 entre 87,056 g (la masa

molecular real entre la masa de la fórmula empírica) sale 2. Este número significa que la fórmula molecular equivale al doble que la fórmula empírica, así que el compuesto es en realidad $Na_2S_2O_4$.

La importancia de los moles en las reacciones químicas

Creo que una de las razones por las que disfruto con la química es que me encanta cocinar. Encuentro un montón de similitudes entre la práctica de la cocina y de la química (salvo que en química nunca chuparía la cuchara). En química partes de unas cosas llamadas *reactivos* y creas algo nuevo con ellas. Cuando cocinas haces lo mismo. Tomas unas cosas llamadas *ingredientes* y creas algo nuevo a partir de ellas. Y tanto en la química como en la cocina hay que seguir una serie de instrucciones: en la cocina se sigue una receta mientras que en la química se sigue una reacción química ajustada. Y ambas pueden aumentarse o reducirse para obtener más o menos producto. En los siguientes apartados te digo cómo.

Haz los cálculos

Si se conoce el peso fórmula de los reactivos y el producto, se puede calcular qué cantidades se necesitan y qué cantidades se obtendrán. Como ejemplo te invito a comprobar la reacción de Haber, que es un método para preparar amoníaco (NH_3) haciendo reaccionar gas nitrógeno con gas hidrógeno:

$$N_2\ (g) + 3\,H_2\ (g) \rightarrow 2NH_3\ (g)$$
$$1\text{ mol} + 3\text{ moles} \rightarrow 2\text{ moles}$$

Lo único que hay que hacer es calcular el peso molecular de cada reactivo y del producto y, a continuación, introducir los pesos en la ecuación. Usa la tabla periódica para consultar los pesos de los átomos y del compuesto (consulta las indicaciones adecuadas en el apartado previo de este mismo capítulo titulado "Recuento de partículas al peso") y multiplica esos números por la cantidad de moles, así:

$$N_2\ (g) + 3\,H_2\ (g) \rightarrow 2NH_3\ (g)$$
$$1\text{ mol} + 3\text{ moles} \rightarrow 2\text{ moles}$$
$$1\text{ mol} \times 28{,}014\text{ g/mol} + 3\text{ mol} \times 2{,}016\text{ g/mol} \rightarrow 2\text{ mol} \times 17{,}031\text{ g/mol}$$

En el capítulo 7 recurro a esta reacción para poner varios ejemplos (como ya dije, es mi reacción favorita) y explico que esta reacción se puede leer así: 1 molécula de gas nitrógeno reacciona con 3 moléculas de gas hidrógeno y dan lugar a 2 moléculas de amoníaco.

N_2 (*g*) + 3 H_2 (*g*) → 2NH_3 (*g*)
1 molécula + 3 moléculas → 2 moléculas

Ahora puedes aumentarlo todo en un factor 12:

N_2 (*g*) + 3 H_2 (*g*) → 2NH_3 (*g*)
1 docena de moléculas + 3 docenas de moléculas → 2 docenas de moléculas

Incluso puedes multiplicarlo por 1000:

N_2 (*g*) + 3 H_2 (*g*) → 2NH_3 (*g*)
1000 moléculas + 3000 moléculas → 2000 moléculas

O ¿por qué no?, multiplicarlo por un factor de $6{,}022 \times 10^{23}$:

N_2 (*g*) + 3 H_2 (*g*) → 2NH_3 (*g*)
$6{,}022 \times 10^{23}$ moléculas + 3 ($6{,}022 \times 10^{23}$ moléculas) → 2 ($6{,}022 \times 10^{23}$ moléculas)

Un momento, pero $6{,}022 \times 10^{23}$ ¿no es un mol? En tal caso la ecuación se puede escribir así:

N_2 (*g*) + 3 H_2 (*g*) → 2NH_3 (*g*)
1 mol + 3 moles → 2 moles

En efecto. Los coeficientes de la ecuación química ajustada no solo pueden representar átomos y moléculas, sino también el número de moles.

> Imagina que quieres calcular cuántos gramos de amoníaco puedes producir si haces reaccionar 60,0 g de gas hidrógeno con nitrógeno de sobra.

Recuerda que la ecuación química ajustada da la relación molar entre los

reactivos y los productos, y que si tienes moles, tienes gramos.

1. **Parte de los gramos de gas hidrógeno (recuerda que es diatómico) y conviértelos en moles a partir de su masa molar (la masa de 1 mol):**

$$\frac{60{,}0\ g\ H_2}{1} \times \frac{1\ mol\ H_2}{2{,}016\ g}$$

2. **Convierte los moles de gas hidrógeno en moles de amoníaco usando los coeficientes de la ecuación química ajustada:**

$$\frac{60{,}0\ g\ H_2}{1} \times \frac{1\ mol\ H_2}{2{,}016\ g} \times \frac{2\ mol\ NH_3}{3\ mol\ H_2}$$

3. **Convierte los moles de amoníaco en gramos de amoníaco usando la masa molar y resuelve la ecuación:**

$$\frac{60{,}0\ g\ H_2}{1} \times \frac{1\ mol\ H_2}{2{,}016\ g} \times \frac{2\ mol\ NH_3}{3\ mol\ H_2} \times \frac{17{,}031\ g\ NH_3}{1\ mol} = 338\ g\ NH_3$$

Resuelve qué necesitas y qué obtendrás: estequiometría de reacción

Cuando tengas las relaciones de peso en su lugar, podrás resolver algunos problemas de estequiometría. La *estequiometría* hace referencia a las relaciones de masa en ecuaciones químicas ajustadas.

Observa mi reacción favorita: acertaste, el proceso de Haber:

$$N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \rightarrow 2NH_3\ (g)$$

EJEMPLO

Imagina que quieres saber cuántos gramos de gas hidrógeno diatómico se necesitan para que todos ellos reaccionen con 75,00 g de nitrógeno.

La clave radica en el concepto de mol. Los coeficientes de la ecuación ajustada no son solo la cantidad de átomos o moléculas individuales, sino también el número de moles.

$N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \rightarrow 2NH_3\ (g)$

1 mol + 3 moles → 2 moles

1. **Convierte los 75,00 g de nitrógeno en moles de nitrógeno.**

$$\frac{75{,}00\ g\ N_2}{1} \times \frac{1\ mol\ N_2}{28{,}014\ g}$$

2. **Usa la relación entre los moles de hidrógeno y los moles de nitrógeno a partir de la ecuación ajustada para convertir a moles de hidrógeno.**

$$\frac{75{,}00\ g\ N_2}{1} \times \frac{1\ mol\ N_2}{28{,}014\ g} \times \frac{3\ mol\ H_2}{1\ mol\ N_2}$$

3. **Convierte en gramos los moles de hidrógeno y resuelve la ecuación.**

$$\frac{75{,}00\ g\ N_2}{1} \times \frac{1\ mol\ N_2}{28{,}014\ g} \times \frac{3\ mol\ H_2}{1\ mol\ N_2} \times \frac{2{,}016\ g\ H_2}{1\ mol} = 16{,}19\ g\ H_2$$

La proporción de los moles H_2/mol N_2 recibe el nombre de *relación estequiométrica*. Esta relación permite convertir moles de una sustancia en una ecuación química ajustada a moles de otra sustancia.

Por cierto, ¿sabes calcular cuánto amoníaco se ha producido? Una manera de hacerlo consiste en seguir un procedimiento parecido al anterior, pero convirtiendo los moles de nitrógeno en moles de amoníaco y estos, a su vez, en gramos de amoníaco. La relación estequiométrica será diferente (al igual que la masa molar empleada). Otra manera consiste en razonar que si 75,00 g de nitrógeno reaccionan con 16,19 g de hidrógeno, producen 91,19 g de amoníaco (75,00 g + 16,19 g = 91,19 g).

¿Te has hartado ya del proceso de Haber? (¿Yo? Jamás.) Veamos otra reacción: la reducción de óxido (Fe_2O_3) en metal hierro mediante el tratamiento con carbono (coque de petróleo). La reacción química ajustada se revela así:

$2\ Fe_2O_3\ (s) + 3\ C\ (s) \rightarrow 4\ Fe\ (s) + 3\ CO_3\ (g)$

RECUERDA

Para abordar problemas de estequiometría hay que partir de una ecuación química ajustada. Si de entrada no cuentas con una, deberás ajustarla

antes de nada.

En este ejemplo necesitas los siguientes pesos fórmula:

- ✔ **Fe_2 O_3**: 159,70 g/mol
- ✔ **C**: 12,01 g/mol
- ✔ **Fe**: 55,85 g/mol
- ✔ **CO_2**: 44,01 g/mol

Imagina que quieres saber cuántos gramos de carbono se necesitan para reaccionar con 1000 kg de óxido.

Hay que convertir los kilos de óxido en gramos y transformar los gramos en moles de óxido. Entonces ya se puede usar una relación estequiométrica para pasar de moles de óxido a moles de carbono y, por último, a gramos. La ecuación será:

$$\frac{1{,}000\ \text{kg Fe}_2\text{O}_3}{1}\times\frac{1000\ \text{g}}{1\ \text{kg}}\times\frac{1\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3}{159{,}70\ \text{g}}\times\frac{3\ \text{mol C}}{2\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3}\times\frac{12{,}01\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}=112{,}8\ \text{g C}$$

Hasta se puede calcular la cantidad de átomos de carbono necesarios para reaccionar con esos 1 000 kg de óxido. Básicamente se usan las mismas conversiones, pero en lugar de pasar de moles de carbono a gramos, hay que transformar moles de carbono en átomos usando el número de Avogadro:

$$\frac{1{,}000\ \text{kg Fe}_2\text{O}_3}{1}\times\frac{1000\ \text{g}}{1\ \text{kg}}\times\frac{1\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3}{159{,}70\ \text{g}}\times\frac{3\ \text{mol C}}{2\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3}\times\frac{6{,}022\times10^{23}\ \text{átomos}}{1\ \text{mol C}}$$
$$=5{,}656\times10^{24}\ \text{átomos de C}$$

Ahora quiero enseñarte a calcular la cantidad de gramos de hierro producidos a partir de la reacción de 1000 kg de óxido con carbono en exceso. Para ello hay que seguir el mismo proceso básico de antes: transformar kilogramos de óxido en gramos de óxido, estos se pasan a moles de óxido, estos a moles de hierro y estos a gramos de hierro:

$$\frac{1{,}000\ \text{kg}\ Fe_2O_3}{1} \times \frac{1000\ \text{g}}{1\ \text{kg}} \times \frac{1\ \text{mol}\ Fe_2O_3}{159{,}70\ \text{g}} \times \frac{4\ \text{mol Fe}}{2\ \text{mol}\ Fe_2O_3} \times \frac{55{,}85\ \text{g Fe}}{1\ \text{mol Fe}} =$$

$$699{,}5\ \text{g Fe}$$

Así que predices que conseguirás crear un total de 699,5 g de metal hierro. Pero ¿y si llevas a cabo esta reacción y solo obtienes 525,0 g de metal hierro? Hay varios motivos por los que puedes producir menos cantidad de la esperada, como la aplicación de una técnica poco esmerada o reactivos impuros. También es bastante probable que se produzca una reacción de equilibrio y que nunca consigas el 100 % de la conversión del reactivo en producto. (Las reacciones de equilibrio no utilizan todos los reactivos, pero ese es un tema para llenar otro libro.) ¿No sería estupendo que hubiera alguna manera de determinar la eficiencia de una reacción particular? Pues la hay y se llama *rendimiento porcentual.*

Calcula el rendimiento porcentual

Casi cualquier reacción produce menos de lo esperado. Esto puede deberse a que la mayoría de las reacciones están en equilibrio o a alguna otra circunstancia que entre en juego. En química te puedes hacer una idea de la eficiencia de una reacción calculando el rendimiento porcentual de la misma mediante esta ecuación:

$$\%\ \text{rendimiento porcentual} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100\%$$

El *rendimiento real* es la cantidad de producto que se obtiene al efectuar una reacción. El *rendimiento teórico* es la cantidad de producto que calculas que obtendrás. La fracción de esos dos rendimientos permite hacerse una idea sobre la eficiencia de una reacción. En el caso de la reacción del óxido para obtener hierro (consulta el apartado anterior), el resultado teórico es 699,5 gramos de hierro; pero el resultado real asciende a 525,0 gramos.

$$\%\ \text{rendimiento porcentual} = \frac{525{,}0\ \text{g}}{699{,}5\ \text{g}} \times 100\% = 75{,}05\%$$

Un rendimiento porcentual próximo al 75 % no es demasiado malo, pero los químicos e ingenieros químicos preferirían ver un porcentaje igual o superior a 90. Cualquier instalación que use la reacción de Haber tiene un rendimiento

porcentual superior al 99 %: ¡eso sí que es eficiencia!

Esto es agotador: reactivos limitantes

Me encanta cocinar y siempre tengo hambre. Así que voy a hablarte de la preparación de unos cuantos bocadillos. Como soy químico, voy a escribir una ecuación para una comida a base de emparedados:

2 rebanadas de pan de molde + 1 loncha de jamón + 1 loncha de queso → 1 sándwich mixto

Imagina que reviso los ingredientes que tengo y me encuentro con que hay 12 rebanadas de pan, 5 lonchas de jamón y 10 lonchas de queso. ¿Cuántos bocadillos puedo hacer? Pues 5, claro. Tengo suficiente pan para 6 sándwiches, suficiente jamón para 5 y suficiente queso para 10. Pero lo primero que se acabará será el jamón, y me sobrará pan y queso. Y el ingrediente que agotaré en primer lugar será el que limite en realidad la cantidad de producto (los bocadillos) que podré elaborar; se puede decir que es un *ingrediente limitante*.

Lo mismo sucede con las reacciones químicas. Lo normal es que se agote uno de los reactivos y sobren otros. (En algunos de los problemas salpicados por este capítulo señalo cuál es el reactivo limitante al tiempo que que hay otros en exceso.) En este apartado te digo cómo calcular cuál es el reactivo limitante.

Esta es una reacción entre amoníaco y oxígeno:

$$4NH_3\ (g) + 5\ O_2\ (g) \rightarrow 4\ NO\ (g) + 6\ H_2O\ (l)$$

Imagina que de entrada tienes 100,0 g de amoníaco y otro tanto de oxígeno, y que quieres saber cuántos gramos de NO (monóxido de nitrógeno, a veces llamado óxido nítrico) puedes producir. Debes averiguar cuál es el reactivo limitante y basar en él los cálculos estequiométricos.

CONSEJO

Una manera segura de saber que tienes un problema de reactivo

limitante es que te den cantidades de más de un reactivo. Para calcular cuál de los reactivos es el limitante, puedes calcular la razón entre moles y coeficientes: para ello se calcula el número de moles de amoníaco y de oxígeno y después se divide cada uno de ellos entre su coeficiente en la ecuación química ajustada. El reactivo que arroje la razón más baja entre moles y coeficiente será el reactivo limitante. Para la reacción del amoníaco en óxido nítrico, la razón entre los moles y el coeficiente del amoníaco y del oxígeno se puede calcular así:

$$\frac{100{,}0\ \text{g}\ NH_3}{1} \times \frac{1\ \text{mol}\ NH_3}{17{,}03\ \text{g}} = 5{,}87\ \text{mol} \div 4 = 1{,}47$$

$$\frac{100{,}0\ \text{g}\ O_2}{1} \times \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32{,}00\ \text{g}} = 3{,}13\ \text{mol} \div 5 = 0{,}625$$

El amoníaco tiene una razón entre moles y coeficiente de 1,47 y el oxígeno tiene una razón de 0,625. Como el oxígeno tiene la razón más baja, es el reactivo limitante y determinará cuánta cantidad de NO(*g*) se producirá. Ahora deberás basar los cálculos en el reactivo limitante, el oxígeno y resolver un problema estequiométrico más. Conviertes gramos de oxígeno en moles, estos en moles de NO y estos en gramos de NO:

$$\frac{100{,}0\ \text{g}\ O_2}{1} \times \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32{,}00\ \text{g}} \times \frac{4\ \text{mol NO}}{5\ \text{mol}\ O_2} \times \frac{30{,}01\ \text{g NO}}{1\ \text{mol NO}} = 75{,}03\ \text{g NO}$$

Esos 75,03 g de NO son el resultado teórico. Pero también puedes calcular la cantidad de amoníaco sobrante si usas la siguiente ecuación para conocer cuánta cantidad de amoniaco se consumió:

$$\frac{100{,}0\ \text{g}\ O_2}{1} \times \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32{,}00\ \text{g}} \times \frac{4\ \text{mol}\ NH_3}{5\ \text{mol}\ O_2} \times \frac{17{,}03\ \text{g}\ NH_3}{1\ \text{mol}\ NH_3} = 42{,}58\ \text{g}\ NH_3$$

En esta ecuación hay que convertir los gramos de gas oxígeno en moles de gas oxígeno, estos, a su vez, en moles de amoníaco y estos últimos en gramos de amoníaco.

Comenzaste con 100,0 g de amoníaco y usaste 42,58 g. La diferencia (100 g – 42,58 g = 57,42 g) se corresponde con la cantidad de amoníaco que ha sobrado.

Capítulo 9

Agítese antes de usar: disoluciones

En este capítulo

- Diferencia entre solutos, disolventes y disoluciones
- Trabaja con los distintos tipos de unidades de concentración de las disoluciones
- Descubre que todo depende de la cantidad de partículas
- Conoce al miembro intermedio de la familia de las disoluciones: los coloides

En la vida cotidiana te topas con disoluciones a todas horas. El aire que respiras es una disolución. La bebida que te tomas para reponer electrolitos es una disolución. Los refrescos y las bebidas alcohólicas son disoluciones. En este capítulo vas a ver distintas maneras de representar la concentración de una disolución en química. También te acercarás a las propiedades coligativas de las disoluciones (las propiedades de las disoluciones que solo dependen de la cantidad de partículas que portan y no de su naturaleza); te las presentaré en relación con la elaboración de helados y anticongelantes. Para relajarte, saborea las disoluciones que quieras y lee todo lo que hay que saber sobre ellas.

Seamos directos: definición de solutos, disolventes y disoluciones

Una *disolución* es una mezcla homogénea, lo que significa que sus propiedades son iguales por todas partes. Si disuelves azúcar en agua y lo mezclas bien, por

ejemplo, el resultado será básicamente idéntico con independencia del lugar de donde tomes una muestra.

Una disolución se compone de un disolvente y uno o más solutos. El *disolvente* es la sustancia que no cambia de estado y de la que hay más cantidad. Por su parte, el *soluto* es la sustancia que cambia de estado y de la que hay menos cantidad. La mayoría de las veces se puede saber cuál es cuál teniendo en cuenta las cantidades, pero en unos pocos casos de sales extremadamente solubles, como el cloruro de litio, se pueden disolver más de 5 g de sal en 5 mL de agua, y sin embargo, se sigue considerando que el agua es el disolvente, porque es la especie que no cambia de estado.

Una disolución puede tener más de un soluto. Si disuelves sal en agua para elaborar una disolución salina y después disuelves en esa disolución un poco de azúcar, tendrás dos solutos, sal y azúcar, aunque seguirá habiendo un solo disolvente: el agua.

Cuando se habla de disoluciones casi todo el mundo piensa en líquidos, pero también puede haber disoluciones de gases. La atmósfera de la Tierra, por ejemplo, es una disolución. Como casi el 79 % del aire es nitrógeno, se considera que este elemento es el disolvente, y el oxígeno, el dióxido de carbono, y el resto de los gases se consideran los solutos. Los sólidos también pueden formar disoluciones: las aleaciones, por ejemplo, son disoluciones de un metal en otro metal. El latón es una disolución de cinc en cobre.

La solubilidad: ¿cuánto soluto se disolverá?

¿Por qué algunas cosas se disuelven en un disolvente pero no en otros? Por ejemplo, el aceite y el agua no se mezclan para formar una disolución, pero el aceite se disuelve en gasolina. Una regla general de la solubilidad dice que *lo semejante disuelve lo semejante*, en alusión a la polaridad del disolvente y los solutos. Por ejemplo, el agua es un material polar; se compone de enlaces covalentes polares que inducen la aparición de los extremos positivo y negativo de la molécula. (Encontrarás una descripción apasionada del agua y sus enlaces covalentes polares en el capítulo 14.) El agua disuelve solutos polares, como sales y alcoholes. Pero el aceite se compone en gran medida de enlaces apolares, así que el agua no actúa como un disolvente apropiado para el aceite.

RECUERDA

Estoy seguro de que por propia experiencia sabes que en una cantidad determinada de disolvente solo puede disolver cierta cantidad de soluto. Probablemente has cometido el fallo de poner demasiado azúcar en un té o café helado. Da igual cuánto lo remuevas, siempre queda algo de azúcar sin disolver en el fondo del vaso. La razón es que el azúcar ha alcanzado su máxima solubilidad en el agua a esa temperatura. La *solubilidad* es la cantidad máxima de soluto que se disuelve en una cantidad determinada de disolvente a una temperatura específica. La solubilidad suele medirse en gramos de soluto por 100 mililitros de disolvente (g/100 mL).

La solubilidad está relacionada con la temperatura del disolvente. En el caso de los sólidos que se disuelven en líquidos, la solubilidad aumenta por lo común con el incremento de la temperatura. Así que si calientas ese té o café helado, el azúcar del fondo se disolverá con rapidez. Sin embargo, en el caso de los gases disueltos en líquidos como el oxígeno disuelto en el agua de un lago, la solubilidad disminuye con el aumento de la temperatura. Esta es la base de la *contaminación térmica*, que consiste en la aportación de calor al agua, que hace que se reduzca la solubilidad del oxígeno y repercute en la vida acuática.

No te satures

Una *disolución saturada* contiene la máxima cantidad posible de soluto disuelto a una temperatura determinada. Si la disolución porta una cantidad inferior a ese máximo, se dice que *no está saturada*. A veces, en circunstancias inusuales, el disolvente disuelve una cantidad de soluto superior a ese máximo y se obtiene una disolución *supersaturada*. Pero esa disolución supersaturada es inestable y tarde o temprano acabará precipitándose (formando un sólido) hasta alcanzar el punto de saturación.

Si una disolución no está saturada, entonces puede portar un rango amplio de cantidades de soluto. Para describir la cantidad relativa de soluto y disolvente que se puede usar, se utilizan un par de términos bastante indefinidos:

- ✔ Puedes decir que una disolución está diluida si en términos relativos contiene muy poco soluto para una cantidad dada de disolvente. Si

disuelves 0,01 g de cloruro de sodio en 1 L de agua, por ejemplo, la disolución estará diluida. Una vez les dije a mis alumnos que buscaran un ejemplo de disolución diluida y una chica respondió “un cóctel margarita de un dólar”. Tenía razón: en su ejemplo se usa un montón de disolvente (agua) y una cantidad mínima de soluto (tequila).

✔ Una disolución puede estar *concentrada* y contener gran cantidad de soluto para una cantidad dada de disolvente. Si disuelves 200 g de cloruro de sodio en 1 L de agua, por ejemplo, la disolución está concentrada.

Pero imagina que disuelves 25 o 50 g de cloruro de sodio en 1 L de agua. ¿Cómo estará la disolución, diluida o concentrada? Los términos recién comentados no funcionan muy bien para la mayoría de los casos. Y piensa en las disoluciones intravenosas, estas sí que deben portar una cantidad muy precisa de soluto para que el paciente no corra peligro. De modo que se necesita un método cuantitativo para describir la cantidad relativa de soluto y de disolvente en una disolución. Tal método existe y consiste en unidades de concentración de disolución.

Concéntrate en las unidades de concentración

Se pueden usar muchas unidades de concentración de una disolución para describir de manera cuantitativa las cantidades relativas de soluto y de disolvente. En la vida cotidiana usamos con frecuencia los porcentajes. La unidad de concentración de una disolución elegida en química es la *molaridad*, o moles de soluto por litro de disolución. Pero en determinadas circunstancias se usa otra unidad llamada *molalidad*, que es la cantidad de moles de soluto por kilogramo de disolvente. Y yo utilizo partes por millón o partes por mil millones cuando hablo de control de contaminación. En los próximos apartados vas a ver algunas de esas unidades de concentración.

Composición porcentual: tres cocientes diferentes

Es muy probable que hayas visto una indicación parecida a “5 % de ácido acético” en alguna botella de vinagre, o “3 % de peróxido de hidrógeno” en alguna botella de agua oxigenada o “5 % de hipoclorito de sodio” en una botella de lejía. Esos porcentajes indican la concentración de ese soluto específico en cada disolución. El porcentaje es la cantidad por cada 100

unidades. Dependiendo de la manera en que elijas expresar el porcentaje, variarán las unidades de cantidades por cada 100 unidades. Suelen usarse tres porcentajes distintos:

- ✔ Porcentaje masa/masa (m/m)
- ✔ Porcentaje masa/volumen (m/v)
- ✔ Porcentaje volumen/volumen (v/v)

Por desgracia, aunque es habitual indicar el porcentaje de un soluto, el método no suele especificarse (m/m, m/v, v/v). Yo doy por supuesto que el método es peso/peso, pero ya sabes lo que pasa con las suposiciones.

En los siguientes apartados pongo algunos ejemplos de disoluciones con esos porcentajes. La mayoría de las disoluciones son acuosas, disoluciones cuyo disolvente es el agua.

Porcentaje masa/masa

En el *porcentaje masa/masa*, o *porcentaje de masa*, la masa del soluto se divide entre la masa de la disolución y después se multiplica por 100 para hallar el porcentaje. A veces se denomina porcentaje de peso. La unidad de masa habitual son los gramos. Su forma matemática es:

$$^{m}/_{m}\% = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{gramos de disolución}} \times 100\%$$

Si, por ejemplo, disuelves 5,0 g de cloruro de sodio en 50 g de agua, el porcentaje de masa es

$$^{m}/_{m}\% = \frac{5{,}0 \text{ g NaCl}}{55 \text{ g agua}} \times 100\% = 9{,}1\%$$

Por tanto, es una disolución al 9,1 % (m/m).

EJEMPLO

Imagina que quieres elaborar una disolución de 350,0 g de un 5

% (m/m) de sacarosa, o azúcar de mesa. Sabes que el 5 % del peso de la disolución es azúcar, así que puedes multiplicar 350,0 g por 0,05 para calcular el peso del azúcar:

350,0 g × 0,05 = 17,5 g de azúcar

El resto de la disolución (350,0 g − 17,5 g = 332,5 g) es agua. Para obtener la disolución al 5 % (m/m) deseada bastará con que peses 17,5 g de azúcar y los añadas a 332,5 g de agua.

CONSEJO El porcentaje de masa es el porcentaje de disolución más fácil de elaborar, pero es posible que en alguna ocasión necesites conocer el volumen de la disolución. En tal caso, puedes recurrir al porcentaje masa/volumen.

Porcentaje masa/volumen

El *porcentaje masa/volumen* se parece mucho al porcentaje masa/masa, pero en lugar de utilizar gramos de disolución en el denominador, emplea mililitros de disolución:

$$\mathrm{m}/_{\mathrm{v}}\% = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{mL de disolución}} \times 100\%$$

Supón que quieres elaborar 100 mL de una disolución con el 15 % (m/v) de nitrato de potasio.

Como vas a elaborar 100 mL, ya sabes que debes pesar 15 g de nitrato potásico (también llamado salitre, KNO_3). Pero ahora viene algo un poco distinto. Disuelves los 15 g de KNO_3 en un poco de agua y añades agua hasta llenar un matraz aforado justo hasta la marca de 100 mL. En otras palabras, disuelves y diluyes 15 g de KNO_3 en 100 mL. No sabrás exactamente cuánta agua introduces, pero no es relevante ya que el volumen final es 100 mL.

También puedes usar el porcentaje y el volumen para calcular los gramos de soluto que hay en la disolución. Tal vez quieras saber cuántos gramos de hipoclorito de sodio hay en 500 mL de una disolución al 5 % (m/v) de lejía doméstica. Como se trata de una disolución al 5 % (m/v), porta 5 g de hipoclorito de sodio cada 100 mL de disolución. Puedes escribir el problema

de esta manera:

$$\frac{5\ \text{g NaOCl}}{100\ \text{mL de disolución}} \times \frac{500\ \text{mL de disolución}}{1} = 25\ \text{g NaOCl}$$

Ahora sabes que tienes 25 g de hipoclorito de sodio en los 500 mL de disolución. A veces tanto el soluto como el disolvente son líquidos. En tal caso conviene más usar un porcentaje volumen/volumen.

Porcentaje volumen/volumen

Con los *porcentajes volumen/volumen* se expresan en mililitros tanto el soluto como la disolución:

$$\text{v}/\text{v}\,\% = \frac{\text{mL de soluto}}{\text{mL de disolución}} \times 100\%$$

Lee bien el valor *proof*

En el mundo anglosajón suele usarse otra unidad de concentración llamada *proof* aplicada a disoluciones de alcohol etílico (bebidas alcohólicas) para medir la cantidad relativa de alcohol y agua. En Estados Unidos, la medición en *proof* equivale al doble del porcentaje. Una disolución con el 50 % de alcohol etílico es una disolución 100 *proof*. El alcohol etílico puro (del 100 %) es de 200 *proof*. Sin embargo, la medición en *proof* en el Reino Unido no va de 0 a 200, sino de 0 a 175, lo que dificulta bastante su traducción a porcentajes. El uso de la unidad *proof* (que significa ‘prueba’) se remonta a una época en que la producción de alcohol etílico para el consumo humano era una industria artesanal. (En la zona de Carolina del Norte donde yo me crié aún lo es.) Como entonces no había controles de calidad, el comprador tenía que asegurarse de que estaba comprando un alcohol lo bastante concentrado (o lo bastante fuerte) para los fines deseados. Así que arrojaba un poco de la disolución de alcohol sobre pólvora para prenderla. Si la disolución tenía suficiente alcohol, la pólvora se encendía y servía como prueba (*proof*) de que la disolución era lo bastante fuerte.

Las disoluciones de alcohol etílico (las bebidas alcohólicas) se suelen elaborar con porcentajes volumen/volumen. Así, para obtener 100 mL de una disolución con el 50 % de alcohol etílico, hay que diluir 50 mL de alcohol

etílico en 100 mL de agua. También en este caso hay que disolver y diluir hasta llegar al volumen deseado. No basta con añadir 50 mL a 50 mL de agua, porque obtendrías menos de 100 mL de disolución. Las moléculas de agua, que son polares, atraen las moléculas del alcohol, también polares, lo que rellena los huecos en la estructura de las moléculas de agua e impide que los volúmenes se sumen sin más entre sí.

Molaridad: lo más molón

La molaridad es la unidad de concentración más utilizada en el mundo de la química porque usa moles. El concepto de mol es crucial en química y la molaridad permite tratar con facilidad las disoluciones en estequiometría de reacción. (Si en este instante me estás lanzando improperios porque no sabes qué pueden tener que ver las muelas con la química ni qué es la estequiometría, pasa al capítulo 8 para conocer los conceptos clave. Seguramente tu madre te recomendará que antes te laves la boca con jabón.)

La *molaridad* (*M*) se define como los moles de soluto por litro de disolución. Su expresión matemática es:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{L de disolución}}$$

Por ejemplo, si tienes 1 mol de KCl (cuya masa fórmula es 74,55 g/mol —también en el capítulo 8 encontrarás las claves de la masa fórmula y la masa molecular—) puedes disolver y diluir sus 74,55 g en 1 L de disolución dentro de un matraz aforado. Obtendrás una disolución 1 molar de KCl y podrás etiquetarla como 1 M KCl. No añades 74,55 g a 1 L de agua porque quieres acabar teniendo un volumen final de 1 L. Para elaborar disoluciones molares siempre hay que disolver y diluir hasta alcanzar el volumen exigido. Este proceso se ilustra en la figura 9-1.

EJEMPLO

Si tienes 25,0 g de KCl disueltos y diluidos en 350,0 mL, ¿cómo calcularías la molaridad de la disolución?

Sabes que la molaridad equivale a moles de soluto por litro de disolución. Para

resolver este problema, empieza transformando los gramos en moles usando el peso fórmula del KCl (74,55 g/mol). Divide los moles entre 0,350 L (350,0 mL). La ecuación se escribiría así:

$$\frac{25{,}0\ \text{g KCl}}{1} \times \frac{1\ \text{mol KCl}}{74{,}55\ \text{g}} \times \frac{1}{0{,}350\ \text{L}} = 0{,}958\ \text{M}$$

Imagina ahora que quieres preparar 2,00 L de una disolución 0,550 M de KCl.

1. **Calcula cuánto KCl debes pesar.**

   La disolución tiene que tener 0,550 moles de cloruro potásico por litro. Si conviertes los moles de KCl en gramos de KCl, obtienes la cantidad de gramos de KCl por litro. Estás preparando 2,00 L, así que al multiplicar por 2,00 L hallas la cantidad de gramos de KCl.

$$\frac{0{,}550\ \text{mol KCl}}{1\ \text{L}} \times \frac{74{,}55\ \text{g KCl}}{1\ \text{mol}} \times \frac{2{,}00\ \text{L}}{1} = 82{,}0\ \text{g KCl}$$

2. **Disuelve los 82,0 g de KCl y diluye hasta 2,00 L.**

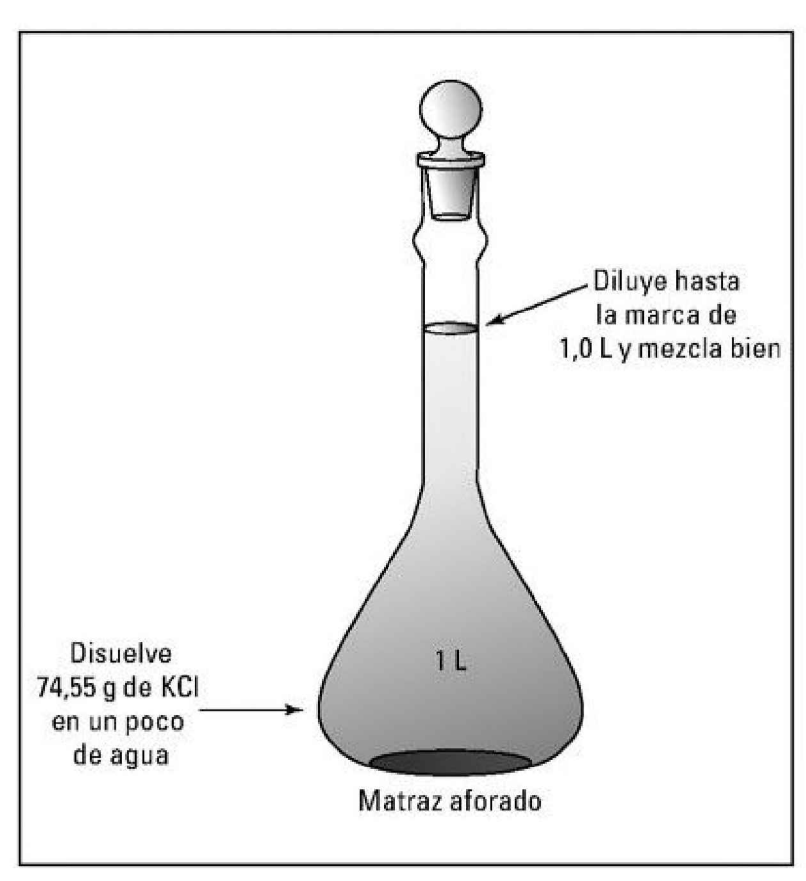


Figura 9-1:
Elaboración de una disolución 1 molar de KCl.

Hay otra opción para preparar disoluciones: la dilución de una disolución más concentrada en otra menos concentrada. Por ejemplo, puedes comprar al fabricante ácido clorhídrico en forma de disolución concentrada de 12,0 M.

EJEMPLO

Imagina que quieres preparar 500 mL 2,0 M de HCl. Puedes diluir parte de la disolución 12,0 M hasta obtener otra 2,0 M, pero ¿cuánta cantidad necesitas de HCl 12,0 M?

Sigue estos sencillos pasos para calcular el volumen que necesitas:

1. **Usa la fórmula siguiente:**

   $V_{viejo} \times M_{viejo} = V_{nuevo} \times M_{nuevo}$

   En la ecuación anterior, V_{viejo} es el volumen de la disolución original; M_{viejo} es la molaridad de la disolución original; V_{nuevo} es el volumen de la nueva disolución, y M_{nuevo} es la molaridad de la nueva disolución.

2. **Introduce los valores numéricos en la ecuación.**

   $V_{viejo} \times 12{,}0\ M = 500{,}0\ mL \times 2{,}0\ M$

   $V_{viejo} = (500{,}0\ mL \times 2{,}0\ M)/12{,}0\ M = 83{,}3\ mL$

3. **Diluye 83,3 mL de la disolución 12,0 M de HCl hasta obtener 500,0 mL justos.**

   Pon unos 400 mL de agua en un matraz aforado de 500,0 mL, añade despacio 83,3 mL del HCl concentrado removiendo a la vez y después diluye con agua hasta alcanzar un total de 500 mL.

¡ADVERTENCIA!

Si de verdad preparas una disolución de ácidos concentrados, ¡asegúrate de incorporar el ácido en el agua y no al revés! Si añades agua a un ácido concentrado, se liberará tanto calor que muy probablemente la disolución empezará a salpicar a tu alrededor.

EJEMPLO

Imagina que quieres saber cuántos mililitros de ácido sulfúrico 2,50 M se necesitan para neutralizar una disolución que contiene 100,0 g de hidróxido de sodio.

1. **Escribe la ecuación química ajustada de la reacción:**

   $H_2SO_4(aq) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow 2\ H_2O(l) + Na_2SO_4(aq)$

2. **Convierte el peso del hidróxido de sodio en moles (usando el peso fórmula del NaOH, que es 40,00 g/mol).**

$$\frac{100{,}0\ \text{g NaOH}}{1} \times \frac{1\ \text{mol NaOH}}{40{,}00\ \text{g NaOH}}$$

3. **Convierte los moles de NaOH en moles de H_2SO_4.**

$$\frac{100{,}0\ \text{g NaOH}}{1} \times \frac{1\ \text{mol NaOH}}{40{,}00\ \text{g NaOH}} \times \frac{1\ \text{mol } H_2SO_4}{2\ \text{mol NaOH}}$$

4. **Calcula el volumen usando la molaridad de la disolución ácida y pasa el volumen a mililitros.**

$$\frac{100{,}0\ \text{g NaOH}}{1} \times \frac{1\ \text{mol NaOH}}{40{,}00\ \text{g NaOH}} \times \frac{1\ \text{mol } H_2SO_4}{2\ \text{mol NaOH}} \times \frac{1\ \text{L}}{2{,}50\ \text{mol } H_2SO_4} \times \frac{1000\ \text{mL}}{1\ \text{L}} = 500{,}0\ \text{mL}$$

Se necesitan 500,0 mL de disolución 2,50 M de H_2SO_4 para que reaccionen por completo con la disolución que contiene 100,0 g de NaOH.

Molalidad: otro uso del mol

La molalidad es otro término para medir la concentración a partir de los moles de soluto. No se usa mucho, salvo cuando se trabaja con propiedades coligativas, pero quiero hablarte un poco sobre él, por si te lo encuentras en alguna ocasión. La *molalidad* (*m*) se define como los moles de soluto por kilogramo de disolvente. Es una de las pocas unidades de concentración que no utiliza el peso ni el volumen de la disolución. Su expresión matemática es:

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg de disolvente}}$$

Imagina que quieres disolver 15,0 g de NaCl en 50,0 g de agua.

Para calcular la molalidad, tienes que convertir los 50,0 g de agua en kilogramos (0,0500 kg). A continuación, convierte los gramos de NaCl en moles de NaCl y divide entre los kilogramos de agua, como en la siguiente ecuación:

$$\frac{15{,}0 \text{ g NaCl}}{1} \times \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58{,}44 \text{ g NaCl}} \times \frac{1}{0{,}0500 \text{ kg}} = 5{,}13 \text{ m}$$

Partes por millón: la unidad para la contaminación

El porcentaje y la molaridad, e incluso la molalidad, son unidades adecuadas para las disoluciones habituales en el laboratorio o las que suelen encontrarse en la naturaleza. Sin embargo, en cuanto empiezas a examinar la concentración de muchos contaminantes medioambientales, te encuentras con que son muy, muy pequeñas. El porcentaje o la molaridad sirven para medir disoluciones muy diluidas que se encuentran en el medio ambiente, pero no son muy adecuadas. Para expresar la concentración de disoluciones muy diluidas, los científicos han ideado otra unidad de concentración: las partes por millón.

El porcentaje equivale a partes por cien, o gramos de soluto por 100 g de disolución. Las *partes por millón* (ppm) son gramos de soluto por un millón de gramos de disolución. Lo más habitual es expresarlas en miligramos de soluto por kilogramo de disolución, lo que mantiene la misma proporción. El motivo de expresarlo así radica en que es fácil pesar miligramos, o incluso decenas de miligramos, y en el caso de las disoluciones acuosas, un kilogramo de disolución es lo mismo que un litro de disolución. (El agua tiene una densidad de 1 g/mL, que es lo mismo que 1 kg/L. El peso del soluto en esas disoluciones es tan reducido que resulta insignificante al convertir la masa de la disolución en volumen.)

La ley establece que el nivel máximo de contaminación de plomo en el agua

potable es 0,05 ppm. Este número indica que puede haber, como máximo, 0,05 mg de plomo en 1 L de agua. Sí, estará muy diluido. En cuanto al mercurio, está permitido hasta 0,002 ppm. A veces ni siquiera sirve esta unidad, así que los ecólogos han recurrido a las unidades de concentración llamadas partes por mil millones (ppmm) o partes por billón (ppb). Algunas neurotoxinas son letales incluso cuando la concentración es de partes por mil millones.

Las propiedades coligativas de las disoluciones

Algunas propiedades de las disoluciones dependen de la naturaleza específica del soluto. En otras palabras, un efecto que se puede registrar acerca de la disolución depende de la identidad específica del soluto. Por ejemplo, las disoluciones salinas son saladas, mientras que las disoluciones azucaradas son dulces. Las disoluciones saladas conducen la electricidad (son electrolitos; consulta el capítulo 13), pero las disoluciones azucaradas, no. Las disoluciones que contienen el catión níquel suelen ser verdosas y las que contienen el catión cobre, azuladas.

Ciertas propiedades de la disolución no dependen de la naturaleza del soluto, sino de la cantidad de partículas de soluto. Las propiedades que tan solo dependen de la cantidad relativa de partículas de soluto se denominan *propiedades coligativas*. El efecto que se pueda registrar de la disolución dependerá de la cantidad de partículas de soluto presentes. Los apartados siguientes ofrecen más detalles sobre esas propiedades coligativas, es decir, esos efectos, entre las que están las siguientes:

- ✔ descenso de la presión de vapor
- ✔ ascenso del punto de ebullición
- ✔ descenso del punto de congelación
- ✔ presión osmótica

Reducir la presión: descenso de la presión de vapor

Si un líquido está contenido en un recipiente cerrado, con el tiempo acabará evaporándose y las moléculas gaseosas incrementarán la presión sobre el líquido. La presión debida a las moléculas gaseosas del líquido evaporado se

denomina *presión de vapor* de dicho líquido.

Si usas ese mismo líquido como solvente en una disolución, la presión de vapor debida a la evaporación del solvente es menor porque las partículas del soluto que hay dentro del líquido ocupan espacio en la superficie e impiden que el solvente se evapore con la misma facilidad. Además, en muchas ocasiones el soluto y el disolvente pueden tener una atracción que también dificulte la evaporación del solvente. Ese descenso de la presión de vapor es independiente del tipo de soluto utilizado. Depende, por el contrario, de la cantidad de partículas de soluto.

Por ejemplo, si añades un mol de sacarosa a un litro de agua y añades un mol de dextrosa a otro litro de agua, el nivel de descenso de la presión será el mismo, porque en ambos casos incorporas la misma cantidad de partículas de soluto. En cambio, si añades un mol de cloruro de sodio a un litro de agua, la presión del vapor desciende el doble que en las disoluciones de sacarosa o glucosa. El cloruro de sodio se descompone en dos iones, así que al añadir un mol de cloruro de sodio se obtienen dos moles de partículas (iones) y cuanto mayor sea el número de partículas de soluto, menor será la presión.

Este descenso de la presión de vapor explica en parte que el Gran Lago Salado de Utah, Estados Unidos, tenga una tasa de evaporación inferior a lo que se esperaría; resulta que la concentración de sal es tan elevada que la presión de vapor (y la evaporación) ha descendido significativamente.

El uso del anticongelante en verano: ascenso del punto de ebullición

Todo líquido hierve a una temperatura específica (que cambia si cambia la presión atmosférica). Esa temperatura se corresponde con el punto de ebullición de dicho líquido. Si usas un líquido particular como solvente de una disolución, descubrirás que el punto de ebullición de la disolución siempre será más elevado que el del líquido puro. Este efecto se denomina *ascenso ebulloscópico*.

El ascenso ebulloscópico explica por qué nadie reemplaza el líquido anticongelante del coche por agua pura en verano. Lo deseable es que el líquido refrigerante hierva a una temperatura más alta para que absorba la máxima cantidad posible de calor del motor sin llegar a hervir. Asimismo,

todos los coches portan una válvula de presión en el radiador, porque al aumentar la presión sube el punto de ebullición. Este concepto explica también por qué un pellizco de sal en el agua de la comida hace que los alimentos se cocinen un poco más deprisa. La sal eleva el punto de ebullición, así que permite transferir más energía a la comida que se está guisando en un espacio de tiempo determinado.

En realidad puedes calcular el ascenso ebulloscópico usando esta fórmula:

$$\Delta T_e = K_e m$$

ΔT_e es el ascenso ebulloscópico, K_e es la constante ebulloscópica (0,512 °C/m para el agua) y m es la molalidad de las partículas. (En el caso de sustancias moleculares, la molalidad de las partículas es la misma que la molalidad de la sustancia; para los compuestos iónicos, hay que tener en cuenta la formación de iones y calcular la molalidad de las partículas iónicas.) Los disolventes distintos del agua tienen una constante ebulloscópica (K_e) diferente.

Imagina que quieres conocer el punto de ebullición de una disolución acuosa 2,0 m de KNO_3.

El KNO_3 es una sal, un electrolito fuerte. En una disolución 2,0 m tienes 4,0 m en partículas, porque el KNO_3 se disocia por completo en K^+ y NO_3^-. Por tanto:

$$\Delta T_e = K_b m$$
$$\Delta T_e = (0{,}512°C/m) \times (4.0\ m)$$
$$\Delta T_e = 2{,}0°C$$

La variación del punto de ebullición es de 2,0 °C. Sabes que el punto de ebullición de una disolución siempre es más alto que el del disolvente puro, así que el punto de ebullición de la disolución es:

100,0 °C + 2,0 °C = 102,0 °C

Haz helados: descenso del punto de congelación

Cada líquido se congela a una temperatura específica. Pero si usas un líquido concreto como disolvente de una disolución, verás que el punto de

congelación de la disolución siempre es menor que el del líquido puro. Este fenómeno se denomina *descenso crioscópico* y es una propiedad coligativa de una disolución, lo que significa que depende de la cantidad de partículas de soluto.

El descenso crioscópico de una disolución en relación con el del disolvente puro explica por qué hay que añadir sal de roca a la mezcla de hielo y agua al elaborar helados caseros. La sal de roca forma una disolución con un punto de congelación más bajo que el del agua (o la mezcla de helado que debe congelarse). El efecto del descenso crioscópico explica, asimismo, por qué se esparce una sal (por lo común, cloruro de calcio) sobre el hielo para fundirlo. El cloruro de calcio al disolverse es muy exotérmico (despide gran cantidad de calor). A medida que el cloruro de calcio se disuelve, funde el hielo y forma una disolución en el agua resultante. La disolución salina que aparece al fundirse el hielo tiene un punto de congelación más bajo que evita que la disolución vuelva a congelarse. El descenso crioscópico también explica el uso de anticongelante en el sistema de refrigeración de los coches durante el invierno. Cuanto más se use (hasta una concentración de 50/50), más descenderá el punto de congelación.

Si te interesa, puedes calcular cuánto descenderá el punto de congelación:

$$\Delta T_C = K_C m$$

ΔT_C es el descenso crioscópico, K_C es la constante crioscópica (1,86 °C/m para el agua) y m es la molalidad de las partículas.

Imagina que quieres calcular el punto de congelación de esa disolución acuosa 2,0 m de KNO_3 que usamos en el apartado anterior.

Sabes que la disolución es 4,0 m en partículas, así que:

$$\Delta T_C = K_C m$$
$$\Delta T_C = (1{,}86°C/m) \times 4{,}0\ m$$
$$\Delta T_C = 7{,}4°C$$

Sabes que el punto de congelación de la disolución es inferior al punto de congelación del agua (el disolvente), así que el punto de congelación de la disolución es:

$$0,0\ °C - 7,4\ °C = -7,4\ °C$$

La figura 9-2 ilustra los efectos de una disolución tanto en el punto de congelación como en el punto de ebullición de un disolvente.

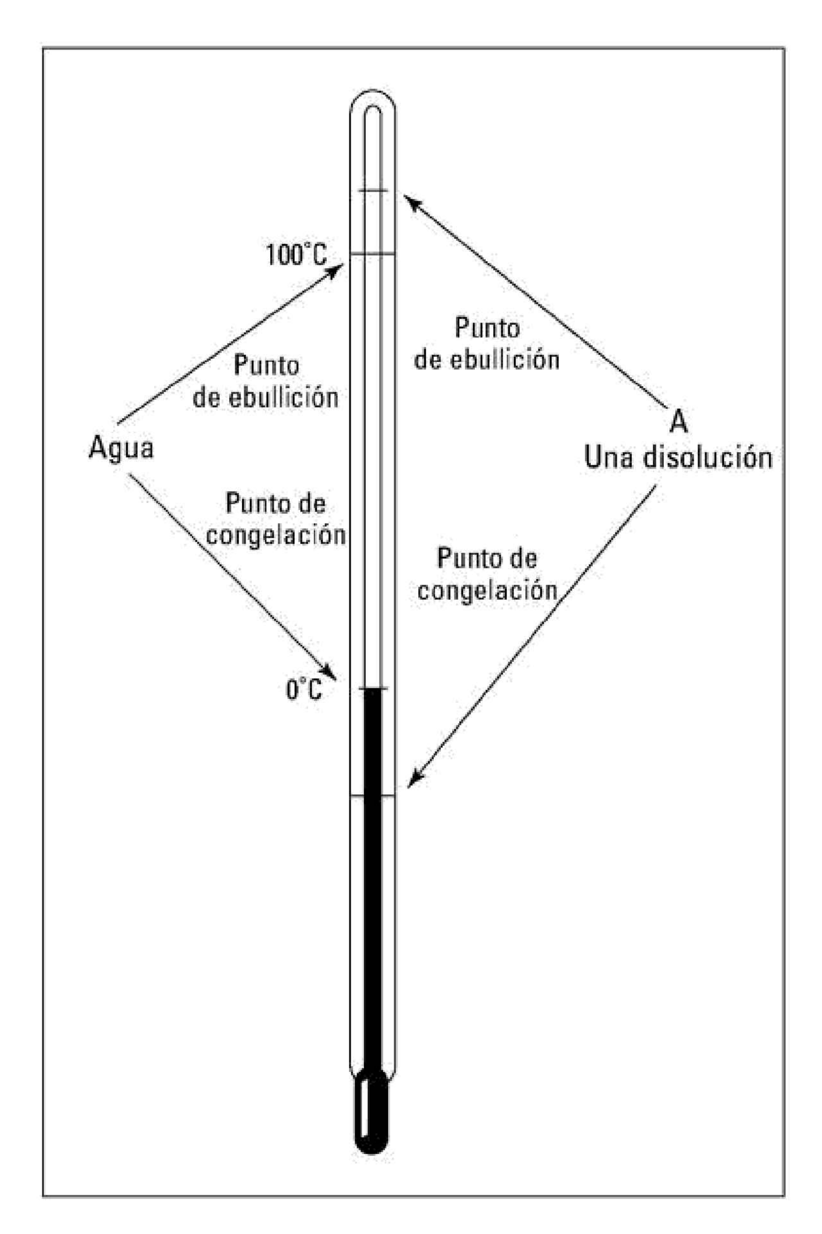


Figura 9-2:
Ascenso ebulloscópico y descenso crioscópico de una disolución.

Células sanguíneas vivas y en buen estado: la presión

osmótica

Imagina que divides un recipiente en dos compartimentos mediante una fina membrana con poros microscópicos lo bastante grandes como para que pasen las moléculas de agua, pero no las partículas de soluto. Este tipo de membrana se denomina *membrana semipermeable* y solo deja pasar algunas partículas.

Entonces introduces una disolución salina concentrada en uno de los compartimentos y una disolución salina más diluida en el otro. Al principio los dos lados portan la misma cantidad de disolución, pero después notas que el nivel del lado más concentrado ha subido y que el nivel del lado más diluido ha bajado. Este cambio de nivel se debe al paso de las moléculas de agua desde el lado más diluido al lado más concentrado a través de la membrana semipermeable. Este proceso se llama *ósmosis* y consiste en el paso de un solvente a través de una membrana semipermeable hacia una disolución con una concentración mayor de soluto. La presión que hay que ejercer en la parte más concentrada para detener este proceso se llama *presión osmótica* y se ilustra en la figura 9-3.

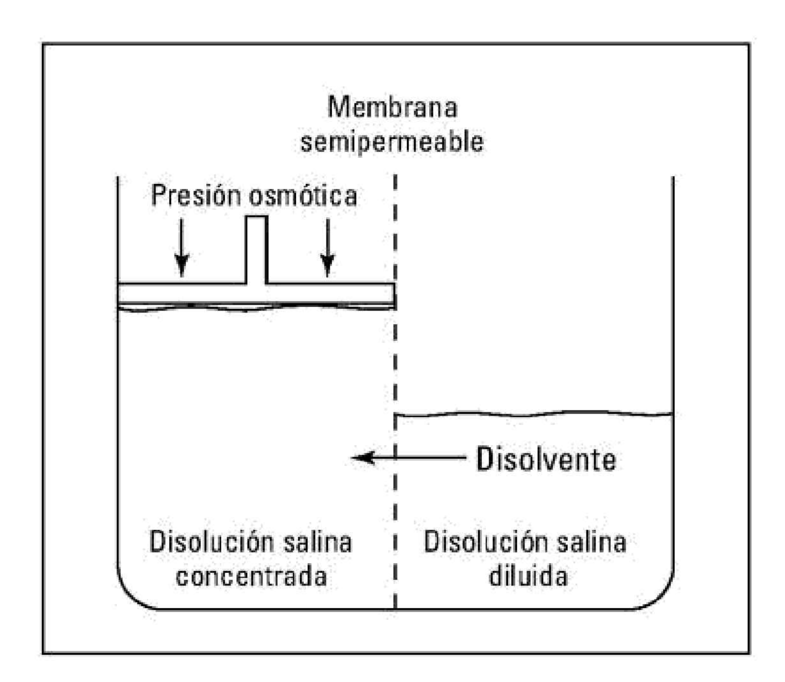


Figura 9-3:
Presión osmótica.



El disolvente siempre fluye a través de la membrana

semipermeable desde el lado más diluido al lado más concentrado. De hecho, puedes tener agua pura en un lado y cualquier disolución salina en el otro, y el agua siempre pasará del lado puro al lado con la disolución salina. Cuanto más concentrada sea la disolución salina, más presión se necesita para detener la ósmosis (mayor es la presión osmótica).

Pero ¿y si se aplica más presión de la necesaria para detener el proceso osmótico y se supera la presión osmótica? Entonces el agua se ve forzada a atravesar la membrana semipermeable desde el lado más concentrado al lado más diluido; ese proceso se llama *ósmosis inversa* y es una manera eficaz y bastante económica de purificar agua. El depósito de agua de mi pueblo usa ese proceso para purificar el agua para consumo humano. En el mundo hay muchas plantas de tratamiento de agua que funcionan con ósmosis inversa para hacer que el agua del mar sea potable. Y los pilotos del ejército estadounidense llevan pequeñas unidades de ósmosis inversa por si se ven en la necesidad de saltar y caen en el mar.

La pared celular es una membrana semipermeable. ¿Te gustan los pepinillos en vinagre? Los pepinillos suelen sumergirse en una disolución de salmuera para encurtirlos. La concentración de la disolución dentro del pepinillo es menor que la concentración de la salmuera, así que el agua migra a través de las paredes celulares hacia la salmuera y el pepinillo se encoge.

Una de las consecuencias biológicas más importantes de la presión osmótica guarda relación con las células del cuerpo. Tomemos como ejemplo los glóbulos rojos de la sangre. Dentro de cada célula sanguínea hay una disolución acuosa y fuera de la célula hay otra disolución acuosa (el líquido intersticial). La disolución fuera de la célula es isotónica si tiene la misma presión osmótica que la de dentro. El agua puede circular en ambas direcciones, lo que contribuye a mantener la célula en buen estado. Sin embargo, si el líquido intersticial se torna más concentrado y su presión osmótica es mayor (hipertónico), el agua fluye sobre todo hacia fuera de la célula, lo que hace que se encoja y adopte una forma irregular. Ese proceso se denomina *crenación* y puede ocurrir cuando alguien se deshidrata. Las células crenadas pierden eficacia para transportar oxígeno. Si, por el contrario, el líquido intersticial está más diluido que la disolución que hay dentro de las células y su presión osmótica es inferior (hipotónico), el agua fluye sobre todo hacia el interior de la célula. Ese proceso, llamado *hemólisis*, hincha la célula hasta romperla. La figura 9-4 ilustra los procesos de crenación y hemólisis.

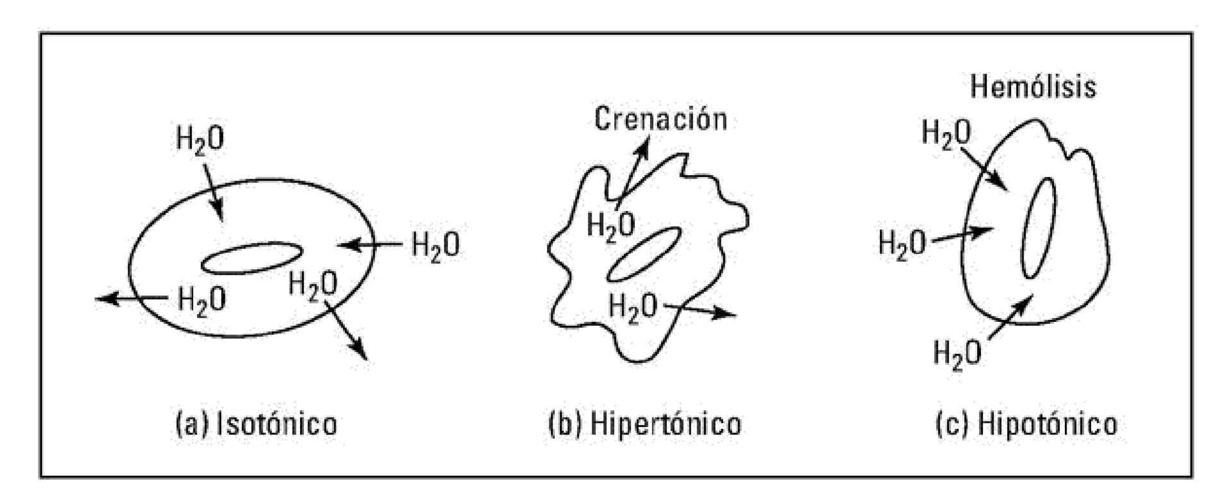


Figura 9-4:
Crenación y hemólisis de los glóbulos rojos de la sangre.

La crenación y la hemólisis explican por qué es tan crítica la concentración de las disoluciones intravenosas. Si están demasiado diluidas, pueden producir hemólisis y si están demasiado concentradas pueden provocar crenación.

La presión osmótica (π) se puede calcular usando la siguiente ecuación:

$$\pi = (nRT/V)i = iMRT$$

En esta ecuación, π es la presión osmótica expresada en atmósferas, *n* es el número de moles del soluto, R es la constante del gas ideal (0,0821 L atm/K mol), *T* es la temperatura en kelvins, *V* es el volumen de la disolución, e *i* es el factor de Van't Hoff (el número de moles de partículas que se formarán a partir de 1 mol de soluto). *n*/*V* puede sustituirse por *M*, la molaridad de la disolución.

Aclárate con los coloides

Si disuelves sal común en agua, creas una disolución acuosa. El tamaño de la partícula de soluto es muy pequeño (alrededor de 1 nm, que equivale a 1×10^{-9} m). Ese soluto no se posa en el fondo de un vaso y no se puede filtrar para extraerlo de la disolución.

Sin embargo, si vas a un río y tomas un vaso de agua, notarás que porta un montón de materia. Muchas de las partículas de soluto son mayores de 1000 nm. No tardan en asentarse en el fondo del vaso y se pueden filtrar. En este

caso tienes una *suspensión*, no una disolución. El hecho de que se trate de una cosa o de la otra depende del tamaño de las partículas de la disolución.

Pero existe una clasificación intermedia entre la disolución y la suspensión. Cuando el tamaño de la partícula del soluto se sitúa entre 1 y 1000 nm, tienes un coloide. Los solutos de los coloides no se posan como en las suspensiones. De hecho, a veces resulta complicado distinguir los coloides de las verdaderas disoluciones. Una de las pocas maneras que hay para diferenciar ambas cosas consiste en atravesar el líquido dudoso con un haz de luz. Si es una verdadera disolución, con partículas de soluto muy pequeñas, el haz de luz será invisible. En cambio, si se trata de un coloide verás el haz de luz reflejado en las partículas relativamente grandes del soluto. Esto se denomina *efecto Tyndall* y se ilustra en la figura 9-5.

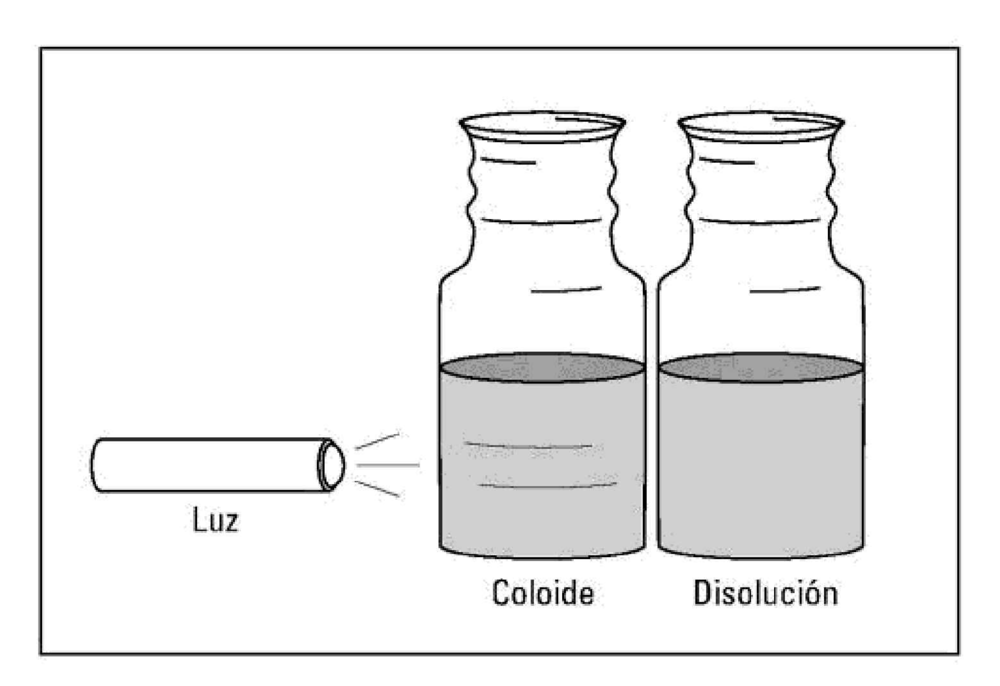


Figura 9-5:
El efecto Tyndall.

Existen varios tipos de coloides. ¿Te has comido alguna vez una de esas golosinas llamadas nube de algodón? Es un coloide de un gas en un sólido. La nata montada es un coloide de un gas en un líquido. ¿Has conducido alguna vez entre la niebla y has visto reflejada en ella las luces delanteras de tu propio coche? Has experimentado el efecto Tyndall de un coloide líquido en un gas. El humo es un coloide de un sólido (ceniza u hollín) en un gas (el aire). Los problemas de polución del aire suelen deberse a la estabilidad de este tipo de coloide.

Capítulo 10

Termoquímica: el ambiente se caldea

En este capítulo

- Comprueba cómo cambia la energía durante las reacciones
- Reacciona bajo una presión constante: entalpía
- Calcula cuánto calor se desprende de la reacción
- Observa que la temperatura permanece constante durante las transiciones de fase

Los reactivos forman productos, pero durante las reacciones químicas también pasan otras cosas: ocurren cambios de energía. En este capítulo nos centramos en uno de los tipos de cambio de energía que se producen: los intercambios de calor.

Muchas de las reacciones químicas que puedes imaginar son *exotérmicas*, es decir, liberan energía. La combustión de gas natural para hacer funcionar el hornillo cuando fríes pollo, la quema de madera en la chimenea para calentarte y la combustión de gasolina en el motor del coche son ejemplos de reacciones exotérmicas. En muchos casos, la energía producida es el producto que se persigue de la reacción.

En otras reacciones se absorbe energía a medida que se produce la reacción: son *endotérmicas* y la energía aparece en el lado de los reactivos cuando empieza la reacción. Si cascas un par de huevos sobre una sartén caliente, la energía de la sartén será absorbida por los huevos durante la miríada de reacciones químicas que llamamos cocinar.

La *termoquímica* estudia los cambios energéticos que tienen lugar durante una

reacción química. En este capítulo analizarás los conceptos asociados a la termoquímica. Aprenderás a calcular la cantidad de calor que se produce durante una reacción química específica y cuánto calor se necesita para provocar una reacción deseada. Así que pon en marcha el aire acondicionado y ponte a mano una taza de té helado porque en este capítulo la cosa se pone caliente.

Análisis de las reacciones y los cambios de energía

La *termoquímica* trata sobre los intercambios de calor que ocurren durante una reacción química (o una transformación física como la fusión). Forma parte de una disciplina más amplia de la química llamada *termodinámica*, que es el estudio general de las transferencias de energía. Pero antes de que puedas estudiar esos cambios de energía, debo darte la definición de algunos términos. Con los siguientes apartados te harás una idea general sobre algunos conceptos importantes que debes entender antes de profundizar más en la termoquímica.

Los sistemas y el entorno

En termoquímica, los intercambios de energía térmica (calor) se producen entre el sistema y el entorno. El sistema es esa porción del universo que se está estudiando (el lugar donde se produce la reacción química). El entorno es el resto del universo que se está viendo afectado por ese sistema. Imagina que realizas una reacción en un vaso de precipitado en el laboratorio de química. El vaso de precipitado es el sistema y el laboratorio es el entorno. Aunque algunos científicos afirman que el entorno lo constituye el resto del universo, a efectos prácticos, el laboratorio es el entorno. Puede que notes algún cambio energético en el laboratorio, pero dudo que algún alienígena a millones de años luz de distancia sea capaz de captarlo alguna vez.

El calor

El *calor* (normalmente representado como q) es la energía que fluye cuando un sistema y el entorno se encuentran a distintas temperaturas. La energía siempre fluye del área a más temperatura al área de menor temperatura. Si q tiene un valor positivo ($+q$), el sistema ha absorbido energía del entorno

mediante transferencia de calor (un proceso endotérmico). Si *q* tiene un valor negativo (–*q*), el sistema ha transferido calor al entorno (un proceso exotérmico).

El calor transferido es una propiedad extensiva, lo que significa que su cantidad depende de la cantidad de materia implicada. Por ejemplo, más fuego significa más calor, así que se obtiene más calor de un gran fuego que de un fuego pequeño, aunque el fuego grande no esté más caliente. La temperatura (la energía cinética media de la materia) es una propiedad intensiva, una propiedad que no está afectada por la cantidad de materia implicada. Puede que la temperatura del agua de la bañera sea la misma que la del café que te tomas, pero se necesita mucha más energía (calor) para calentar el agua del baño.

Unidades de energía

Las dos unidades que se usan para realizar cálculos termoquímicos son el julio y la caloría.

- ✔ **Julio (J)** es la unidad de energía del Sistema Internacional. Equivale a las unidades de $kg\ m^2/s^2$. Recuerda que $1\ J = 1\ kg\ m^2/s^2$.
- ✔ **Caloría (cal)** es la cantidad de energía necesaria para elevar la temperatura de 1 g de agua 1 °C. Por definición, una caloría vale exactamente 4,184 J.

Aunque se pueden usar ambas unidades, los libros de texto más antiguos suelen usar las calorías, mientras que los textos más recientes se expresan en julios. Yo utilizo aquí ambas unidades para que te familiarices con las dos.

Estoy seguro de que ya habías oído el término *caloría*. ¿Quién no ha hablado alguna vez de reducir calorías o no se ha preguntado cuántas calorías tendrá una hamburguesa triple de queso y beicon? Pero esas son unas calorías diferentes, son calorías nutricionales (su símbolo es Cal, con mayúscula inicial). Las calorías nutricionales son, en realidad, kilocalorías, 1000 cal. Así que una golosina de 300 Cal contiene en realidad 300 000 cal de energía que deberás quemar o, más probablemente, acumularás en forma de grasa. ¡En efecto, es una sorpresa horrible! Los fabricantes de alimentos consideran que 300 Cal suenan mejor que 300 000 cal.

Por lo común, el contexto permite deducir de qué tipo de calorías se está hablando. En la química general, las calorías se usan mucho más a menudo que las calorías nutricionales.

En ingeniería se suele usar la unidad térmica británica (Btu). En su origen se definió 1 Btu como la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de 1 libra (0,454 kg) de agua líquida en 1 °F (0,556 °C), a una presión constante de 1 atm. Equivale a 1054 J y suele emplearse para hablar de la potencia de salida de máquinas de vapor y unidades de climatización.

Capacidad calorífica

Si calientas una sustancia, ya sea agua, cobre o mercurio, la temperatura de esa sustancia aumenta, pero la intensidad de ese cambio de temperatura varía de una sustancia a otra. La capacidad calorífica específica, *s* (a veces llamada sencillamente *calor específico*), de una sustancia es la cantidad de calor necesaria para elevar 1 °C la temperatura de 1 g de esa sustancia; las unidades en que se suele medir son J/°C o cal/°C.

Para calcular la capacidad calorífica, se parte del calor absorbido o liberado por cierta masa de esa sustancia durante un proceso químico y se divide por la masa (en gramos) por el cambio de temperatura (/(masa) ΔT), como en esta ecuación:

$$s = q/(\text{masa}) \quad \Delta T$$

El calor específico de las sustancias varía con la temperatura, así que hay que conocer la temperatura específica de la sustancia antes de probar a calcular *s*. No obstante, la variación debida a cambios de temperatura no es muy grande, por lo que normalmente se pueden usar valores tabulados del calor específico

medido a una temperatura alrededor de 25 °C. Por ejemplo, 1 g de H_2O (agua) absorbe 4,184 J, o, exactamente, 1 cal al incrementar su temperatura de 25 a 26 °C. También pierde esa misma cantidad de energía cuando se enfría de 26 a 25 °C. Las unidades de la capacidad calorífica específica son J/g °C o cal/g °C.

Como los grados Celsius y los kelvins tienen la misma magnitud o tamaño, se puede usar un cambio de temperatura Kelvin en lugar de un cambio de temperatura Celsius al calcular capacidades caloríficas específicas.

Si conoces el calor específico de una sustancia, su masa y el cambio de temperatura experimentado, puedes usar la siguiente ecuación para calcular la cantidad de calor, *q*, que se necesitó durante el proceso:

$$q = s \ (\text{masa}) \ \Delta T$$

Una expresión de la capacidad calorífica aún más útil la representa la capacidad calorífica molar. La capacidad calorífica molar, *S*, es la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de 1 mol de una sustancia 1 °C (o 1 K). Sus unidades son J/mol °C o cal/mol °C. La tabla 10-1 relaciona la capacidad calorífica específica y la capacidad calorífica molar de algunas sustancias comunes.

Tabla 10-1: Capacidad calorífica específica y molar de sustancias seleccionadas a 25 °C

Sustancia	*Capacidad calorífica específica (J/g °C)*	*Capacidad calorífica molar (J/mol °C)*
Al (sólido)	0,90	24,3
C (diamante)	0,50	6,0
C (grafito)	0,72	8,6
Cu (sólido)	0,39	24,5
Fe (sólido)	0,44	24,8
H_2O (sólido)	2,09	37,7
H_2O (líquido)	4,18	75,3
H_2O (gas)	2,03	36,4

En la tabla se ve que el agua líquida tiene una capacidad calorífica bastante elevada. Esta capacidad permite que el mar y otros cuerpos de agua absorban gran cantidad de calor, lo que ayuda a mantener moderada la temperatura del planeta. Pero la tabla también revela que los tres estados de la materia del agua tienen distintas capacidades caloríficas. Presta atención al utilizar esta o cualquier otra tabla para extraer el valor de la capacidad calorífica del estado correcto.

Los diferentes alótropos de un elemento también tienen capacidades caloríficas distintas. (Los *alótropos* son variaciones de un mismo elemento en las que los átomos del elemento están unidos de maneras distintas.) La tabla 10-1 recoge la capacidad calorífica del grafito y el diamante, dos formas alotrópicas del carbono.

¿Cuánto calor se necesita para elevar la temperatura de 50,0 g de hierro sólido de 20,0 a 35,0 °C?

Si observas la tabla 10-1, verás que la capacidad calorífica específica del hierro (Fe) vale 0,44 J/g °C. Sabes que $s = q/(\text{masa})(\Delta T)$, así que $q = s\,(\text{masa})(\Delta T)$.

Al introducir los valores conocidos se obtiene esta respuesta:

$$q = (0{,}44\ \text{J/g °C})\ (50{,}0\ \text{g})\ (35{,}0 - 20{,}0\ \text{°C}) = 330\ \text{J}$$

Calorimetría

Para medir la variación energética que se produce durante un proceso químico (el estudio de la *calorimetría*), en química se usa un instrumento llamado *calorímetro*. Los siguientes apartados abordan los dos tipos generales de calorímetros que se utilizan en química: el de presión constante y el de volumen constante.

Calorímetros de presión constante

El calorímetro de presión constante es el más simple de los dos tipos mencionados. Se usa para medir los cambios de energía que se producen a una presión constante (q_p), lo que resulta útil cuando se estudian procesos relacionados con disoluciones, como las reacciones de neutralización ácido-base y de dilución, o para medir el calor específico de materiales. El calorímetro mantiene la presión constante mediante la exposición del contenedor de la reacción a la atmósfera, lo que mantiene la presión de la reacción a la presión atmosférica.

Es fácil confeccionar un calorímetro de presión constante apilando dos tazas de café (una dentro de otra) de poliestireno extruido (eso que solemos llamar porexpán). Ese material aísla bien el sistema del entorno. Además, hay que buscar algún sistema para remover la disolución y se necesita un termómetro para registrar el cambio de temperatura. Se puede introducir el termómetro y el agitador a través de una tapadera, lo cual contribuye a aislar aún más. La figura 10-1 ilustra cómo se puede construir un calorímetro con dos vasos de café.

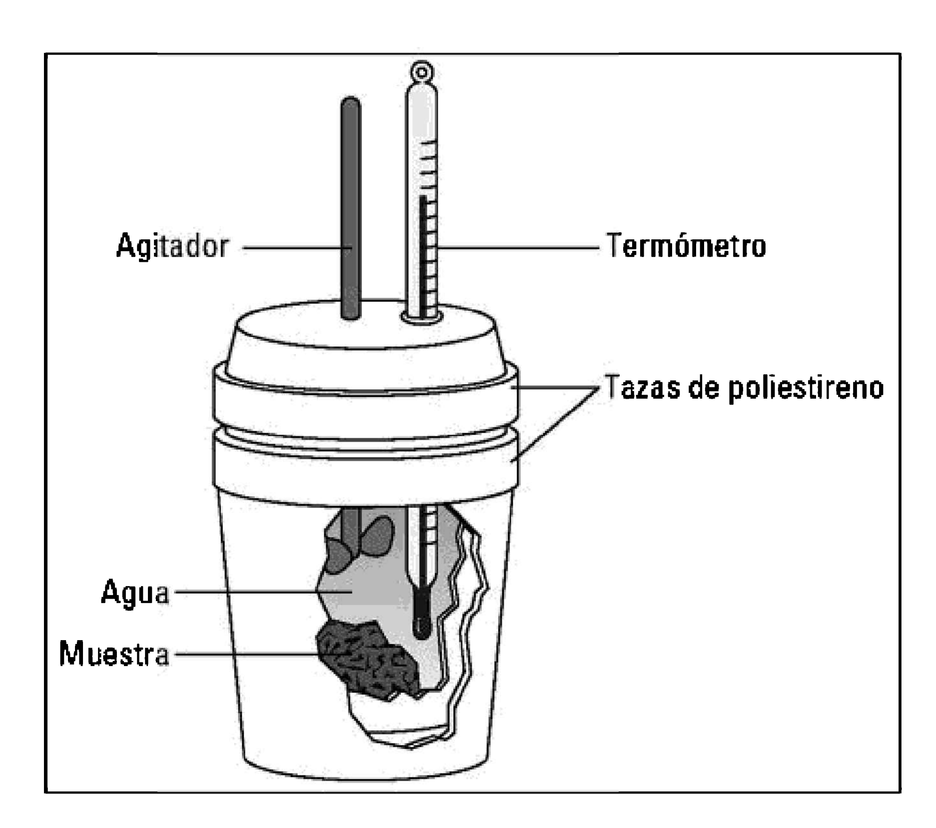


Figura 10-1:
Calorímetro de presión constante (hecho con tazas de café).

El poliestireno extruido conduce muy poco el calor, así que será difícil que las tazas absorban algo del calor de la reacción. Por tanto, los cambios de

temperatura que se produzcan quedarán contenidos dentro de la disolución y serán registrados por el termómetro.

La pérdida o ganancia de calor durante el proceso es igual al calor que pierda o gane la disolución. Si se conoce la capacidad calorífica de la disolución, su masa y el cambio de temperatura, se puede calcular el calor de reacción (q_{rxn}).

Este mismo método se puede usar para medir la capacidad calorífica de una sustancia: se calienta una masa conocida de una sustancia hasta cierta temperatura; después se añade a un calorímetro que contenga una masa conocida de agua a una temperatura también conocida. Sabes que la pérdida de calor que experimenta la sustancia es igual al calor que gana el agua:

$$-q_{\text{sólido}} = q_{\text{agua}}$$

Si ahora se reemplaza esta relación matemática por las capacidades caloríficas, se obtiene la siguiente ecuación. Como se conocen todos los datos salvo el calor específico del sólido, este se puede calcular.

$$-(s_{\text{sólido}})\ (masa_{\text{sólido}})\ (\Delta T_{\text{sólido}}) = (s_{\text{agua}})\ (masa_{\text{agua}})\ (\Delta T_{\text{agua}})$$

Calorímetro de volumen constante

Los calorímetros de volumen constante (o bombas calorimétricas) se usan para medir los cambios de energía que se producen durante reacciones de combustión. La figura 10-2 muestra un diagrama de una bomba calorimétrica convencional.

Para usar este tipo de calorímetro, sigue los siguientes pasos:

1. **Coloca una muestra cuyo peso conozcas de la sustancia que quieres estudiar en una taza; introduce la taza en el recipiente de reacción con paredes gruesas: la bomba.** Un aparato eléctrico de ignición está en contacto con la muestra.
2. **Extrae el aire de la bomba y sustitúyelo por oxígeno.**
3. **Coloca la bomba dentro de un recipiente aislado que esté lleno de una cantidad conocida de agua.**
4. **Introduce un termómetro dentro del agua para medir los cambios**

de temperatura mientras un agitador hace circular el agua por la bomba.

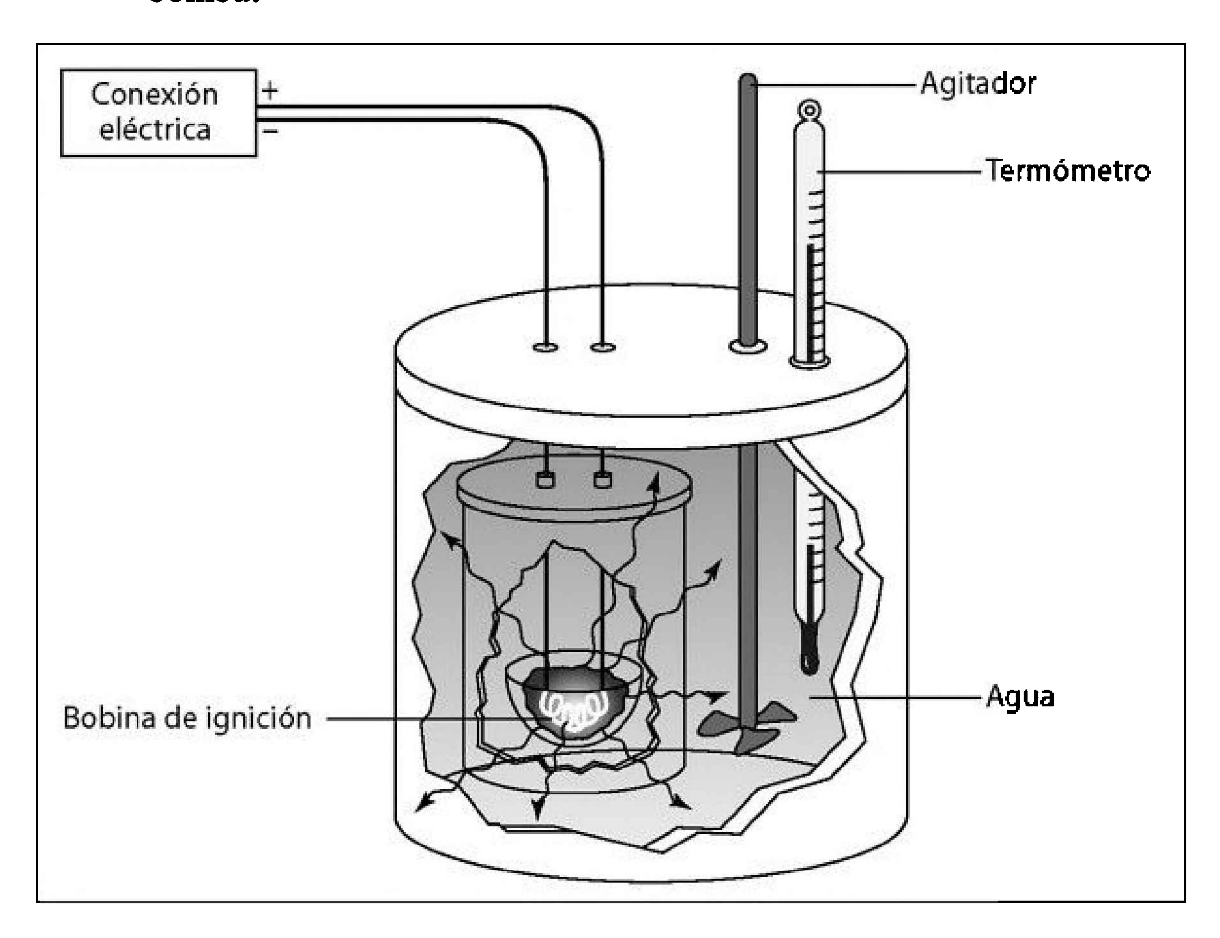


Figura 10-2:
Calorímetro de volumen constante (o bomba calorimétrica).

5. **Deja tiempo para que todo se estabilice; a continuación aplica electricidad a la muestra.**

   La muestra se quema en el gas oxígeno. El agua que hay dentro del calorímetro y el calorímetro en sí absorben la energía que libera la combustión de la muestra.

6. **Compara la temperatura del agua antes de la combustión y después de ella.**

   El calor absorbido por el agua (q_{agua}) es la capacidad calorífica específica del agua (en J/g °C) por la masa del agua (en g) por el cambio de temperatura (temperatura final [$°C_{final}$] menos temperatura inicial [$°C_{inicial}$]):

   $$q_{agua} = (J/g\ °C)\ (g)\ (°C_{final} - °C_{inicial})$$

   La cantidad de energía que absorbe el calorímetro es igual a la capacidad calorífica del calorímetro por el cambio de temperatura (temperatura

final – temperatura inicial):

q_{cal} = (J/°C)(°C_{final} – °$C_{inicial}$)

El calor de la reacción, q_{rxn}, es igual a la energía que absorbe el agua más la energía que absorbe el calorímetro:

$q_{rxn} = q_{agua} + q_{cal}$

7. **Calcula la capacidad calorífica específica o la capacidad calorífica molar de la sustancia.**

   Usa la ecuación que utilizaste en el apartado anterior ("Capacidad calorífica") y calcula *s*:

   $q = s$ (masa) (ΔT)

   $s = (q$/masa) (ΔT)

Si conoces la masa molar de la sustancia, puedes convertir los gramos en moles y calcular la capacidad calorífica molar.

Entiende los cambios de entalpía

La inmensa mayoría de las reacciones que se estudian en química tienen lugar a presión constante, porque la presión puede mantenerse constante sometida a la presión atmosférica con el simple gesto de dejar abierto a la atmósfera el recipiente de reacción (el vaso o matraz, por ejemplo). Como estas reacciones son tan comunes, se da un nombre especial al cambio de energía que se produce a presión constante: *entalpía*. La *variación de entalpía* (ΔH) es la pérdida o ganancia de calor que experimenta un sistema durante una reacción química mientras permanece en condiciones de presión constante. A la ΔH se le aplican las siguientes convenciones:

- ✔ Si $\Delta H < 0$, entonces se libera energía y la reacción es *exotérmica*.
- ✔ Si $\Delta H > 0$, entonces se absorbe energía y la reacción es *endotérmica*.

Por ejemplo, veamos la reacción del gas hidrógeno con el gas oxígeno para formar un mol de agua en condiciones de presión constante. El estado gaseoso se indica mediante (*g*).

$$H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(g) \Delta H = -241{,}8 \text{ kJ}$$

Aunque este cambio de entalpía resulta un tanto difícil de medir en condiciones de presión constante, se puede calcular de otras maneras, como verás más adelante en este mismo capítulo.

El signo negativo de la entalpía indica que la reacción es exotérmica: se libera energía. (Yo solía hacer esta reacción durante mi espectáculo de magia química, ¡y te aseguro que se libera un montón de energía!) Esta variación de energía se denomina muchas veces la entalpía (calor) de reacción, $\Delta H_{reacción}$ o ΔH_{rxn}.

Una *ecuación termoquímica* es una ecuación química ajustada que muestra no solo la relación molar entre reactivos y productos, sino también la variación de entalpía asociada a esa reacción específica. Fíjate en que en una ecuación termoquímica puede ser que los coeficientes sean números fraccionarios (a diferencia de las reacciones químicas ordinarias); además, los coeficientes siempre se refieren a moles de reactivos y productos, no a moléculas individuales.

CONSEJO

Asegúrate de tener en cuenta el estado de los reactivos y los productos. También debes recordar otras dos convenciones que se aplican a las ecuaciones termoquímicas:

- **Como el cambio de entalpía es una propiedad extensiva, si usas un multiplicador en la ecuación, usas ese mismo multiplicador en la ΔH.**

  Por ejemplo, si quieres escribir la ecuación termoquímica de la producción de 2 moles de agua, debes multiplicar toda la ecuación de más arriba por 2, también ΔH.

  $$2\left[H_2(g)+\frac{1}{2}O_2(g)\rightarrow H_2O(g)\Delta H=-241{,}8\text{ kJ}\right]$$

  $$2\,H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\,H_2O(g) \qquad \Delta H = -483{,}6\text{ kJ}$$

- **Si inviertes una ecuación termoquímica, inviertes el signo del cambio de entalpía.** Por ejemplo, si quieres escribir la ecuación termoquímica de la descomposición de un mol de agua, basta con invertir la ecuación inicial para la formación de un mol de agua y cambiar el signo de ΔH.

$$H_2O(g) \rightarrow H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \Delta H = +241{,}8 \text{ kJ}$$

Esta ecuación dice que si quieres descomponer un mol de agua (unos 18 g), debes aportar 241,8 kJ de energía.

Calcula calores de reacción

En la química industrial, una ecuación química ajustada permite calcular la cantidad de reactivos que se necesitan y la cantidad de productos que se formarán. Si estudias química tienes que resolver esa misma clase de cálculos para efectuar una reacción química en el laboratorio (o en el papel, si estás en un examen). Pero los cambios de energía que se producen son igual de importantes. Cuando se hacen experimentos (ya sea en el laboratorio de aprendizaje como en el laboratorio industrial) hay que saber si se necesita un aporte continuo de calor durante la reacción o si hay que librarse del calor que produce y cuánto calor hay que aportar o hay que eliminar. Las respuestas a estas preguntas se pueden hallar mediante la ecuación termoquímica y el valor de ΔH asociado (la variación de entalpía; consulta el apartado anterior). Los próximos apartados explican las cuatro maneras principales de calcular los calores de reacción.

Hazlo tú mismo

Puedes ir al laboratorio y calcular tú mismo los calores de reacción (ΔH_{rxn}). Eso te permitirá elegir exactamente las condiciones de temperatura y presión (y otras variables) que desees. Para reacciones extraordinarias poco documentadas, va bien dar los pasos necesarios para determinar los calores, pero es un proceso lento y costoso. ¿No sería estupendo que estuvieran los valores en una tabla o calcular la entalpía de reacción a partir de valores ya conocidos, en lugar de tener que realizar todo ese engorroso trabajo de laboratorio? Lo cierto es que la mayoría de las veces se puede hacer justo eso, tal como verás en los tres métodos descritos a continuación.

Consulta tablas

Si tienes suerte, podrás encontrar la reacción específica que buscas en una tabla (tal vez en el índice de tu libro de texto de química) y usar los datos que

aparezcan en ella. Con anterioridad dentro de este mismo capítulo identifiqué y usé varias ecuaciones termoquímicas, como la reacción de descomposición del agua líquida:

$$H_2O(g) \rightarrow H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \Delta H = +241{,}8 \text{ kJ}$$

Limitarse a consultar una tabla es un procedimiento fantástico si encuentras en ella la reacción que buscas, pero muchas veces no es posible una solución tan inmediata.

Recurre a la ley de Hess

Si encuentras algunas reacciones relacionadas y sus cambios de calor (ΔH), tienes la opción de recurrir a un método llamado *cálculos de la ley de Hess*. La entalpía es una *función de estado*, lo que significa que da igual el camino seguido durante la reacción; lo único que importa son los estados inicial y final. El cambio de entalpía será el mismo si la reacción se produce en un solo paso o en una serie de ellos. La ley de Hess se basa en que se puede calcular el cambio de entalpía para cualquier reacción dada manipulando reacciones relacionadas hasta alcanzar la reacción deseada. La ley de Hess afirma que si una reacción se puede escribir como la suma de dos o más reacciones conocidas, la variación de entalpía para la reacción buscada no es más que la suma de los cambios de entalpía de las reacciones conocidas.

Imagina que quieres conocer la variación de entalpía en kJ para la siguiente reacción, donde (*s*) indica un estado sólido y (*g*) se refiere a un gas.

$2C\ (s) + H_2\ (g) \rightarrow C_2H_2\ (g) \qquad \Delta H = ?$

En ese caso, ΔH se puede determinar de manera experimental con gran dificultad, pero la opción más sencilla consiste en usar las siguientes reacciones conocidas:

$$(1) C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \Delta H = -393{,}5 \text{ kJ}$$

$$(2) H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(l) \Delta H = -285{,}8 \text{ kJ}$$

$$(3) C_2H_2(g) + \frac{5}{2} O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + H_2O(l) \Delta H = -1299{,}8 \text{ kJ}$$

Como el coeficiente que precede al carbono es 2 en la reacción deseada, multiplicas la reacción (1) por 2. C_2H_2 (*g*) es el producto de la reacción deseada, así que invierte la reacción (3) cambiando el signo de su ΔH. Mantén tal cual la reacción (2), porque necesitas un H_2 a la izquierda. Si sumas estas tres reacciones, obtienes la reacción deseada y basta con sumar entre sí las variaciones de entalpía de las tres reacciones para obtener el cambio de entalpía para la reacción deseada:

$$2\left[C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)\right] \Delta H = 2(-393{,}5 \text{ kJ})$$

$$+H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(l) \Delta H = -285{,}8 \text{ kJ}$$

$$+2CO_2 + H_2O(l) \rightarrow C_2H_2(g) + \frac{5}{2} O_2(g) \Delta H = +1299{,}8 \text{ kJ}$$

$$= 2C(s) + H_2(g) \rightarrow C_2H_2(g) \Delta H = 227{,}0 \text{ kJ}$$

Ahorrarás tiempo y esfuerzo si calculas la ΔH para la reacción que quieres a partir de otras reacciones termoquímicas. Pero ¿y si tampoco están disponibles esas otras reacciones termoquímicas? Entonces es cuando interviene el cuarto método que consiste en usar valores estándares del calor de formación.

Cómo usar el calor (entalpía) estándar de formación

Si no encuentras las ecuaciones necesarias, puedes calcular los valores del calor de reacción usando la entalpía estándar de formación. La entalpía estándar de formación, $\Delta H^o{}_f$ (donde el superíndice º indica unas condiciones estándares y el subíndice *f* indica una reacción de formación), son los cambios de entalpía asociados a la formación de un mol de una sustancia a partir de sus elementos con todos los materiales en su estado estándar. El estado estándar de las propiedades termodinámicas es el estado (la forma) en que se encuentra la sustancia en cuestión a 1 bar de presión (aproximadamente la presión atmosférica al nivel del mar).

El calor de formación de un elemento en su estado estándar vale 0. La tabla 10-2 relaciona la entalpía estándar de formación de diversas sustancias químicas. Por lo común se encuentran tablas más completas en cualquier libro de texto de química.

Tabla 10-2: Entalpía estándar de formación a 25 °C (298 K)

Sustancia	***$\Delta Hf°$ (kJ/mol)***
C (grafito)	0
C (diamante)	1,896
CH_4 (gas)	–74,87
C_2H_2 (gas)	227
C_2H_4 (gas)	52,47
CO_2 (gas)	–393,5
Fe_2O_3 (sólido)	825,5
H_2O (gas)	–241,826
H_2O (líquido)	–285,840
NH_3 (gas)	–45,9
NH_3 (aq)	–80,83
N_2O (gas)	82,05
NO (gas)	90,29
NO_2 (gas)	33,2

Los valores que figuran en la tabla se pueden emplear para calcular la entalpía (calor) estándar de reacción, ΔH_{rxn}, la entalpía de reacción en condiciones estándares.

Calcula el calor estándar de reacción tomando la suma del calor estándar de formación de todos los productos (teniendo en cuenta la cantidad de moles de cada uno) y restándole el calor estándar de formación de todos los reactivos (teniendo en cuenta también ahora la cantidad de moles de cada reactivo):

$$\Delta H_{rxn} = \Sigma \Delta H_f \text{ (productos)} - \Sigma \Delta H_f \text{ (reactivos)}$$

El símbolo Σ significa 'la suma de'. Si hay más de un mol de una sustancia determinada, tienes que usar el coeficiente de la ecuación química ajustada

como multiplicador.

Observa la siguiente reacción, utilizada en el ejemplo anterior:

$$2\ CO_2 + H_2O(l) \rightarrow C_2H_2(g) + \frac{5}{2}\ O_2(g)$$

Utiliza la entalpía estándar de formación para calcular la entalpía estándar de reacción. Al consultar la tabla 10-2 asegúrate de elegir la sustancia en el estado físico adecuado. Por ejemplo, en este problema usas la entalpía de formación del agua líquida, no la del agua en estado gaseoso.

$$\Delta H_{rxn} = \Sigma\Delta H_f\ (\text{productivos}) - \Sigma\Delta H_f(\text{reactivos})$$

$$= \left[1\ \text{mol}\ \left(\Delta H_f^\circ\left(C_2H_2(g)\right)\right) + \frac{5}{2}\ \text{moles}\left(\Delta H_f^\circ\left(O_2(g)\right)\right)\right] -$$
$$\left[2\ \text{moles}\left(\Delta H_f^\circ\left(CO_2(g)\right)\right) + 1\ \text{mol}\ \left(\Delta H_f^\circ\left(H_2O(l)\right)\right)\right]$$

$$= \left[1\ \text{mol}\ \left(227\frac{\text{kJ}}{\text{mole}}\right) + \frac{5}{2}\ \text{moles}\left(0\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}\right)\right] -$$
$$\left[2\ \text{moles}\left(-393{,}5\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}\right) + 1\ \text{mol}\ \left(-285{,}840\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}\right)\right]$$

$$= 1299{,}8\ \text{kJ}$$

Fíjate en que este resultado concuerda con la entalpía de reacción utilizada con anterioridad en este mismo capítulo.

La entalpía en las transiciones de fase

Siempre que una sustancia cambia de fase, ya sea para fundirse, evaporarse o sublimarse, la temperatura permanece constante, pero hay un valor de entalpía (cambio de energía a presión constante) asociado a ese cambio de fase. Si te piden que calcules el cambio total de energía que se produce entre dos temperaturas que incluyen uno o más cambios de fase, entonces te ayudará leer este apartado.

Por ejemplo, cuando se funde el hielo, la temperatura permanece constante a 0 °C hasta que todo el hielo se convierte en agua. El calor absorbido durante este cambio de fase supera las intensas fuerzas intermoleculares que actúan en el hielo sólido y deshace la estructura cristalina del agua. El calor necesario para convertir un mol de una sustancia en estado sólido en su punto de fusión a estado líquido en el punto de fusión se denomina *entalpía (o calor) molar de fusión* (ΔH_{fus}). El agua tiene un calor de fusión de 6,01 kJ/mol.

El proceso de pasar de líquido a sólido a temperatura constante, lo opuesto a la fusión, se denomina *solidificación* (cristalización). Esta variación de entalpía se llama *entalpía molar de solidificación*, ΔH_{sol} y es igual en cuanto a magnitud, pero opuesta en cuanto a signo, que el calor molar de fusión, lo que significa que en el caso del agua asciende a −6,01 kJ/mol.

Cuando el agua empieza a hervir y pasa de líquido a gas, se da esa misma estabilidad de la temperatura. La energía que calienta el agua se dedica a rebasar las fuerzas intermoleculares del líquido, pero desde el momento en que el agua alcanza los 100 °C como H_2O (*l*) hasta que toda ella se ha convertido en H_2O (*g*), la temperatura permanece constante. El calor necesario para evaporar un mol de una sustancia en su punto de ebullición es la *entalpía (calor) molar de vaporización* (ΔH_{vap}). La entalpía molar de vaporización del agua es 40,7 kJ/mol.

Y ¿qué sucede si empiezas con vapor, H_2O (*g*), y lo enfrías hasta que empieza a condensarse? El proceso que va del estado gaseoso al estado líquido a temperatura constante, la *condensación*, es opuesto a la vaporización. Por tanto, si la entalpía molar de vaporización, ΔH_{vap}, del agua es 40,7 kJ/mol, entonces su *entalpía molar de condensación*, ΔH_{con}, será −40,7 kJ/mol.

La mayoría de las sustancias pasan de sólido a líquido y a gaseoso a medida que aumenta la temperatura. Sin embargo, hay sustancias, como el hielo seco, CO_2(*s*), que experimentan *sublimación*, es decir, pasan directamente del estado sólido al gaseoso sin estar en estado líquido. La *entalpía molar de sublimación*, ΔH_{sub}, es la variación de entalpía que se produce cuando se sublima un mol de una sustancia sólida. La entalpía de sublimación no es más que la suma de los calores molares de fusión y de evaporación.

$$\Delta H_{sub} = \Delta H_{fus} + \Delta H_{vap}$$

La *deposición*, lo contrario a la sublimación, consiste en pasar directamente de

estado gaseoso a estado sólido sin pasar por el estado líquido. La *entalpía molar de deposición*, ΔH_{dep}, es igual en cuanto a magnitud pero opuesta en cuanto a signo que el calor molar de sublimación.

Capítulo 11

Agrio y amargo: ácidos y bases

En este capítulo

- Descubre las propiedades de los ácidos y las bases
- Conoce las dos teorías sobre ácidos-bases
- Determina qué da fuerza a los ácidos y las bases
- Utiliza indicadores para identificar con rapidez ácidos y bases
- Echa un vistazo a la escala pH
- Calcula disoluciones amortiguadoras

Los ácidos y las bases son indicadores del pH; si entras en la cocina o en el baño te encontrarás con multitud de ellos. En la nevera hay refrescos repletos de ácido carbónico. En la despensa hay vinagre y bicarbonato, un ácido y una base. Si echas una ojeada debajo del fregadero encontrarás amoníaco y otros productos de limpieza, que en su mayoría son bases. Mira el bote de desatascador de tuberías a base de lejía, es altamente básico. En el botiquín hay aspirinas, que es un ácido, y antiácidos, bases. El mundo cotidiano está lleno de ácidos y bases, y lo mismo sucede en la vida cotidiana de los especialistas en química industrial. Este capítulo trata de los ácidos y las bases, y algo de interesante química básica (pero no ácida).

Conoce las propiedades de los ácidos y las bases: una ojeada macroscópica

Antes de entender bien los ácidos y las bases, debes tener una idea básica de

qué son. Las siguientes listas relacionan las propiedades de ácidos y bases que te puedes encontrar en la vida cotidiana.

Ácidos:

- ✔ Tienen sabor agrio (pero, recuerda, en el laboratorio las cosas se comprueban, no se prueban).
- ✔ Causan sensación de escozor en la piel.
- ✔ Reaccionan con ciertos metales (magnesio, cinc y hierro) para producir gas hidrógeno.
- ✔ Reaccionan con la piedra caliza y con el bicarbonato para producir dióxido de carbono.
- ✔ Reaccionan con el papel de tornasol y lo vuelven rojo.

Bases:

- ✔ Tienen sabor amargo (repito, en el laboratorio las cosas se comprueban, no se prueban).
- ✔ Dejan una sensación viscosa o resbaladiza en la piel.
- ✔ Reaccionan con aceites y grasas.
- ✔ Reaccionan con ácidos para producir una sal y agua.
- ✔ Reaccionan con el papel de tornasol y lo vuelven azul.

Las tablas 11-1 y 11-2 presentan algunos ácidos y bases comunes.

Tabla 11-1: Ácidos comunes que suele haber en las casas

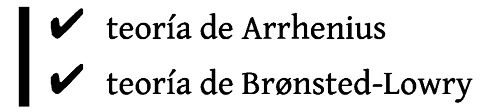
Nombre químico	*Fórmula*	*Nombre común o uso*
Ácido clorhídrico	HCl	Ácido muriático
Ácido acético	CH_3COOH	Vinagre
Ácido sulfúrico	H_2SO_4	Ácido de baterías de coche
Ácido carbónico	H_2CO_3	Agua carbonatada
Ácido bórico	H_3BO_3	Antiséptico; gotas para los ojos
Ácido acetilsalicílico	$C_{10}H_{12}O_6$	Aspirina

Tabla 11-2: Bases comunes que suele haber en las casas

Nombre químico	*Fórmula*	*Nombre común o uso*
Amoníaco	NH_3	Limpiador
Hidróxido de sodio	NaOH	Sosa cáustica
Bicarbonato de sodio	$NaHCO_3$	Bicarbonato
Hidróxido de magnesio	$Mg(OH)_2$	Leche de magnesia
Carbonato de calcio	$CaCO_3$	Antiácido
Hidróxido de aluminio	$Al(OH)_3$	Antiácido

Reconoce ácidos y bases: una ojeada microscópica

Si miras con atención las tablas 11-1 y 11-2, verás que todos los ácidos contienen hidrógeno y que la mayoría de las bases contienen el ion hidróxido (OH^-). Dos teorías importantes de la estructura de ácidos y bases utilizan esas características para describir los ácidos y bases y sus reacciones:



- teoría de Arrhenius
- teoría de Brønsted-Lowry

Los apartados siguientes ahondan en estas dos teorías para ayudarte a entender mejor los ácidos y las bases.

La teoría de Arrhenius: hay que tener agua

La teoría de Arrhenius fue la primera teoría sobre ácidos y bases de la modernidad. Dice que un ácido es una sustancia que produce iones H^+ (hidrógeno) al disolverla en agua y una base es una sustancia que produce iones OH^- (hidróxido) al disolverla en agua. El HCl (*g*) se puede considerar un ácido de Arrhenius típico, porque cuando ese gas se disuelve en agua, se *ioniza* (forma iones) y da lugar al ion H^+. (Para conocer los detalles más fascinantes de los iones consulta el capítulo 13.)

$$HCl\ (aq) \rightarrow H^+\ (aq) + CL^-\ (aq)$$

Según la teoría de Arrhenius, el hidróxido de sodio se clasifica como base,

porque cuando se disuelve, cede el ion de hidróxido.

$$HCl\ (aq) \rightarrow Na^{+}\ (aq) + OH^{-}\ (aq)$$

Arrhenius también clasificó la reacción entre un ácido y una base como una reacción de neutralización, porque al mezclar una disolución ácida con una básica, se obtiene una disolución neutra compuesta de agua y una sal.

$$HCl\ (aq) + NaOH\ (aq) \rightarrow H_2O\ (l) + NaCl\ (aq)$$

Observa la forma iónica de esta ecuación (la forma que muestra la reacción y la producción de iones) para ver de dónde sale el agua:

$$H^{+}\ (aq) + Cl^{-}\ (aq) + Na^{+}\ (aq) + OH^{-}\ (aq) \rightarrow H_2O\ (l) + Na^{+}\ (aq) + Cl^{-}\ (aq)$$

Como ves, el agua se forma a partir de la combinación de los iones hidrógeno e hidróxido. De hecho, la ecuación iónica neta (la ecuación que muestra tan solo esas sustancias químicas que cambian durante la reacción) es la misma para todas las reacciones Arrhenius ácido-base:

$$H^{+}\ (aq) + OH^{-}\ (aq) \rightarrow H_2O\ (l)$$

La teoría de Arrhenius aún se usa bastante. Pero, como todas las teorías, tiene algunas limitaciones. Especifica que las reacciones tienen que producirse en agua y que las bases deben contener iones hidróxido, pero muchas reacciones que no cumplen estas condiciones parecen reacciones ácido-base. Por ejemplo, mira la reacción en fase gaseosa entre los gases amoníaco y cloruro de hidrógeno:

$$NH_3\ (g) + HCl\ (g) \rightarrow NH_4^{+}\ (aq) + Cl^{-}\ (aq) \rightarrow NH_4Cl\ (s)$$

Los dos gases transparentes, incoloros, se mezclan y se forma un cloruro de amonio blanco y sólido. Muestro la formación intermedia de los iones en la ecuación para que veas mejor qué ocurre en realidad. El HCl transfiere un H^{+} al amoniaco, que es en esencia lo mismo que ocurre en la reacción HCl/NaOH, pero la reacción en la que interviene el amoníaco no se puede clasificar como una reacción ácido-base, porque no sucede en agua y no implica un ion hidróxido. Pero también ahora está teniendo lugar el mismo proceso básico en ambos casos. Para tener en cuenta estas similitudes se desarrolló una nueva

teoría ácido-base, la teoría de Brønsted-Lowry.

La teoría ácido-base de Brønsted-Lowry: dar y recibir

La teoría de Brønsted-Lowry intenta superar las limitaciones de la teoría de Arrhenius definiendo un ácido como un donante de un protón (H^+) y una base como un receptor de un protón (H^+). La base acepta el H^+ y así facilita un par solitario de electrones para un enlace *covalente coordinado*, que es un enlace covalente (un par de electrones compartido) en el que un átomo aporta los dos electrones para el enlace. Normalmente, un átomo brinda un electrón para el enlace y el otro átomo aporta el segundo electrón (consulta el capítulo 14). En los enlaces covalentes coordinados, es un solo átomo el que aporta ambos electrones de enlace.

La figura 11-1 ilustra la reacción NH_3/HCl usando la estructura de puntos de Lewis con los electrones de los reactivos y los productos. (Los diagramas de puntos de Lewis también se tratan en el capítulo 14.)

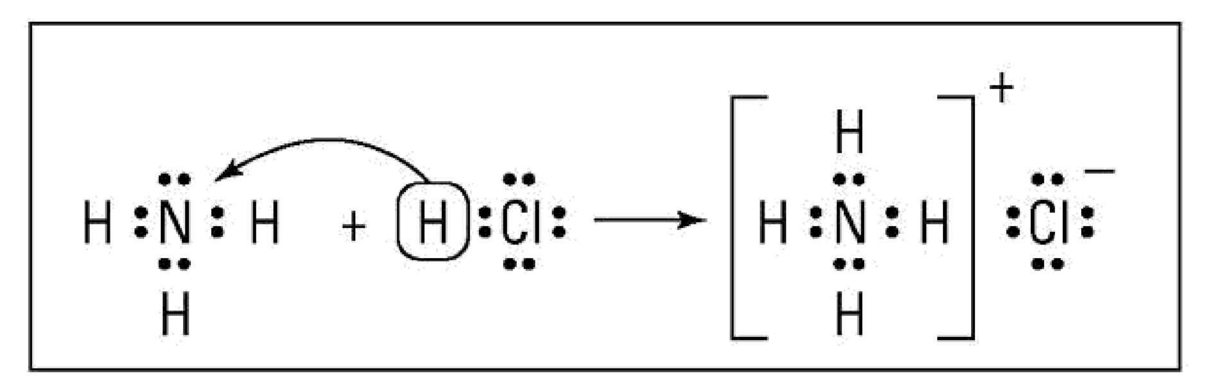


Figura 11-1:
Reacción de NH_3 con HCl.

El HCl es el ácido, así que es el donante del protón, y el amoníaco es la base, el receptor del protón. El amoníaco posee un par solitario de electrones sin enlazar que puede ceder para el enlace covalente coordinado.

Trataré las reacciones ácido-base de acuerdo con la ley de Brønsted-Lowry en el apartado titulado "Competencia por protones: reacciones ácido-base de Brønsted-Lowry", situado más adelante en este mismo capítulo.

Distingue entre ácidos y bases fuertes y débiles

Quiero presentarte un par de categorías distintas de ácidos y bases: débiles y fuertes. Pero recuerda que la fuerza ácido-base no es lo mismo que la concentración. La *fuerza* alude a la cantidad de ionización o disociación que experimenta un ácido o una base particular. La *concentración* se refiere a la cantidad inicial de ácido o base. Puedes tener una disolución concentrada de un ácido débil, o una disolución diluida de un ácido fuerte, o una disolución concentrada de un ácido fuerte o... Vale, seguro que ya has captado la idea. Los siguientes apartados señalan las diferencias principales entre los ácidos y bases fuertes y débiles.

Ionización completa: ácidos fuertes

Los ácidos que se disocian o ionizan por completo se consideran *ácidos fuertes*. Al disolver cloruro de hidrógeno en agua, el HCl reacciona con las moléculas de agua y les dona un protón:

$$HCl\ (g) + H_2O\ (l) \rightarrow Cl^-\ (aq) + H_3O^+\ (aq)$$

El ion H_3O^+ se llama *ion hidronio*. Esta reacción se produce por completo, lo que significa que los reactivos siguen creando producto hasta agotarse por completo. En este caso, todo el HCl se ioniza en H_3O^+ y Cl^-; no hay más HCl disponible. Fíjate en que el agua actúa en este caso como una base, puesto que acepta el protón del cloruro de hidrógeno.

Como los ácidos fuertes se disocian por completo, es fácil calcular la concentración de ion hidronio y de ion cloruro en disolución si conoces la concentración inicial del ácido fuerte. Por ejemplo, imagina que disuelves 0,1 moles (consulta el capítulo 8 para conocer bien los moles) de gas HCl en 1 l de agua. Puedes afirmar que la concentración inicial de HCl es 0,1 M (0,1 mol/L). *M* significa 'molaridad' y *mol/L* alude a moles de soluto por litro de solución. (Para conocer los detalles de la molaridad y otras unidades de concentración, ve al capítulo 9.)

Esta concentración 0,1 M de HCl se puede expresar de esta manera: [HCl] = 0,1. Los corchetes que abrazan el compuesto indican concentración molar, o mol/L. Como el HCl se ioniza por completo, en la ecuación ajustada se ve que por cada HCl que se ioniza, se obtiene un ion hidronio y un ion cloruro. Así

que la concentración de iones en esa disolución 0,1 M de HCl es

$[H_3O^+] = 0{,}1\ M$ y $[Cl^-] = 0{,}1\ M$

Esta idea cobra valor para calcular el pH de una disolución. (Y puedes hacer justo eso en el apartado “El café y otras sustancias en la escala de pH”, que aparece más adelante en este capítulo.) La tabla 11-3 relaciona los ácidos fuertes más comunes y más fáciles de encontrar.

Tabla 11-3: Ácidos fuertes comunes

Nombre	*Fórmula*
Ácido clorhídrico	HCl
Ácido bromhídrico	HBr
Ácido yodhídrico	HI
Ácido nítrico	HNO_3
Ácido perclórico	$HClO_4$
Ácido sulfúrico (solo en primera ionización)	H SO

El ácido sulfúrico es lo que se denomina un ácido *diprótico*. Puede donar 2 protones, pero solo la primera ionización transcurre por completo. Los demás ácidos de la tabla 11-3 son ácidos monopróticos, es decir, donan un solo protón.

Totalmente descompuesto: bases fuertes

Una base fuerte se disocia (se deshace) por completo en agua. Por lo común solo se ve una base fuerte, el ion hidróxido, OH^-. Es muy fácil calcular la concentración de ion hidróxido. Imagina que tienes 1,5 M (1,5 mol/L) de una disolución de NaOH. El hidróxido de sodio, una sal, se disocia por completo en iones:

$$NaOH \rightarrow Na^+\ (aq) + OH^-\ (aq)$$

Si partes de 1,5 mol/l de NaOH, entonces tienes la misma concentración de iones:

$[Na^+] = 1{,}5$ M y $[OH^-] = 1{,}5$ M

Ionización parcial: ácidos débiles

Los ácidos que solo se ionizan parcialmente se llaman *ácidos débiles*. Un ejemplo lo representa el ácido acético (CH_3COOH). Si disuelves ácido acético en agua, reacciona con las moléculas de agua donando un protón y forman iones hidronio. Pero también establece un equilibrio en el que tendrás una cantidad considerable de ácido acético no disociado. (En las reacciones completas, los reactivos se consumen íntegros para crear los productos. Pero en los sistemas en equilibrio, se producen dos reacciones químicas exactamente opuestas — una a cada lado de la flecha de reacción— al mismo tiempo, en el mismo lugar y a la misma velocidad de reacción.)

La reacción del ácido acético con el agua tiene este aspecto:

$$CH_3COOH\ (l) + H_2O\ (l) \rightleftarrows CH_3COO^-\ (aq) + H_3O^+\ (aq)$$

El ácido acético que añadiste al agua solo se ha disociado en parte, así que es un ácido débil. En el caso del ácido acético, se ioniza alrededor del 5 %, mientras que el 95 % se mantiene en la forma molecular. Con disoluciones de ácidos que no se disocian por completo se obtiene una cantidad de ion hidronio mucho menor que con un ácido fuerte.

CONSEJO

El cálculo de la concentración de ion hidronio en disoluciones de ácidos débiles no es tan sencillo como en las disoluciones fuertes, ya que no se disocia todo el ácido débil que se disuelve en un principio. Para calcular la concentración de ion hidronio hay que usar la expresión de la constante de equilibrio del ácido débil. Para las disoluciones de ácido débil se usa una expresión matemática llamada K_a, o *constante de disociación* (o ionización) *ácida*.

Echa una ojeada a la disociación generalizada de un poco de ácido débil AH (ácido hipotético):

$$AH + H_2O \rightleftarrows A^- + H_3O^+$$

La expresión de K_a para este ácido débil es.

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[AH]}$$

Fíjate en que [AH] representa la concentración molar de AH en equilibrio, no al principio. Fíjate, además, en que la concentración de agua no aparece en la expresión de K_a porque hay tanta agua que en realidad se convierte en una constante incorporada a la expresión de K_a.

Volvamos ahora al equilibrio del ácido acético. La K_a del ácido acético es 1,8 × 10^{-5}. La expresión de K_a para la ionización del ácido acético es:

$$K_a = 1{,}8 \times 10^{-5} = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

EJEMPLO

Usa esta K_a para calcular la concentración de ion hidronio en una disolución 2,0 M de ácido acético.

1. **Empieza constatando qué información tienes sobre la concentración inicial y los productos.**

   La concentración inicial de ácido acético es 2,0 M y sabes que se ha ionizado un poco; es decir que ha formado un poco de ion hidronio y de ion acetato. Asimismo, se ve en la reacción ajustada que por cada ion hidronio que se ha formado, también ha surgido un ion acetato, así que sus concentraciones son idénticas.

2. **A partir de la información que has reunido con la reacción ajustada, representa la cantidad de $[H_3O^+]$ y $[CH_3COO^-]$ como *x*:**

   $[H_3O^+] = [CH_3COO^-] = x$

3. **Para producir la cantidad *x* de ion hidronio y acetato, se necesita la**

misma cantidad de ácido acético disociado. Representa la cantidad de ácido acético que queda en equilibrio a partir de la cantidad inicial.

En este ejemplo, empezaste con 2,0 M menos la cantidad que se disocia, *x*:

$$[CH_3COO^-] = 2{,}0 - x$$

4. **En la inmensa mayoría de las situaciones, puedes decir que *x* es muy pequeña en comparación con la concentración inicial del ácido débil. Por tanto, normalmente es válido aproximar la concentración de equilibrio del ácido débil como la concentración inicial.**

   En este caso, puedes decir que 2,0 – *x* vale aproximadamente 2,0. La expresión de la constante de equilibrio tiene ahora este aspecto:

$$K_a = 1{,}8 \times 10^{-5} = \frac{[x][x]}{[2{,}0]} = \frac{[x]^2}{[2{,}0]}$$

5. **Resuelve *x*, que es el $[H_3O^+]$:**

$$(1{,}8 \times 10^{-5})[2{,}0] = [x]^2$$

$$\sqrt{3{,}6 \times 10^{-5}} = [x] = [H_3O^+]$$

$$6{,}0 \times 10^{-3} = [H_3O^+]$$

RECUERDA

Acude a la tabla 11.3 para ver algunos ácidos fuertes comunes. La mayoría del resto de los ácidos que puedas encontrarte serán débiles.

Una manera de diferenciar los ácidos fuertes de los débiles consiste en buscar un valor para la constante de disociación ácida (K_a). Si el ácido tiene un valor de K_a, entonces es débil.

Encuentra un equilibrio con el agua: bases débiles

Las *bases débiles* también reaccionan con el agua para crear un sistema en equilibrio. El amoníaco es una base débil típica. Reacciona con el agua para formar el ion amonio y el ion hidroxilo:

$$NH_3(g) + H_2O(l) \rightleftarrows NH^{+}_4 + OH^-$$

Igual que los ácidos débiles, una base débil solo experimenta una ionización parcial. La expresión modificada de la constante de equilibrio para las bases débiles es K_b y se usa exactamente igual que la K_a (consulta el apartado "Ionización parcial: ácidos débiles", justo antes de este en el que estás, para ver los detalles), solo que se resuelve para el $[OH^-]$.

Competencia por protones: reacciones ácido-base de Brønsted-Lowry

Con la teoría de Arrhenius, las reacciones ácido-base son reacciones de neutralización. Con la teoría de Brønsted-Lowry, las reacciones ácido-base son una competencia por conseguir un protón. Por ejemplo, mira la reacción del amoníaco con el agua:

$$NH_3\ (g)\ +\ H_2O\ (l) \rightleftarrows NH^{+}_4\ (aq)\ +\ OH^-\ (aq)$$

El amoníaco es una base (acepta el protón) y el agua es un ácido (dona el protón) en la reacción anterior (de izquierda a derecha); pero en la reacción inversa (de derecha a izquierda), el ion amonio es un ácido y el ion hidroxilo es una base. Si el agua es un ácido más fuerte que el ion amonio, entonces hay una concentración bastante grande de iones amonio e hidroxilo en equilibrio. Sin embargo, si el ion amonio es un ácido más fuerte, habrá en equilibrio mucho más amoníaco que ion amonio.

Brønsted y Lowry dijeron que un ácido reacciona con una base para formar pares conjugados ácido-base, los cuales difieren en un único H^+. El NH_3 es una base, por ejemplo, y NH_4^- es su ácido conjugado. H_2O es un ácido en la reacción entre el amoníaco y el agua, y OH^- es su base conjugada. En esta reacción, el ion hidroxilo es una base fuerte y el amonio es una base débil, así que el equilibrio está desplazado hacia la izquierda: no hay mucho hidroxilo en equilibrio.

Agente doble: el agua anfotérica

El agua puede actuar como ácido y como base, dependiendo de con qué se combine. Cuando un ácido reacciona con el agua, el agua actúa como una base,

o como receptora de un protón. Pero en reacciones con una base (como el amoníaco; consulta el apartado anterior), el agua actúa como un ácido, o como donante de un protón. Las sustancias que pueden ejercer como ácido y como base se denominan *anfotéricas*.

Pero ¿puede reaccionar el agua consigo misma? Sí, puede. Cuando dos moléculas de agua reaccionan entre sí, una dona un protón y la otra lo recibe:

$$H_2O\ (l) + H_2O\ (l) \rightleftarrows H_3O^+\ (aq) + OH^-\ (aq)$$

Esta es una *reacción de equilibrio* que se asocia con una constante de equilibrio modificada llamada K_w (que equivale a la *constante de disociación del agua*). La K_w tiene un valor de $1{,}0 \times 10^{-14}$ y tiene la siguiente forma:

$$1{,}0 \times 10^{-14} = K_w = [H_3O^+][OH^-]$$

En agua pura, $[H_3O^+]$ es igual que $[OH^-]$ en la ecuación ajustada, así que $[H_3O^+] = [OH^-] = 1{,}0 \times 10^{-7}$. El valor de K_w es una constante. Este valor permite convertir $[H^+]$ en $[OH^-]$ y viceversa en cualquier disolución acuosa, no solo en agua pura. En las disoluciones acuosas, rara vez hay la misma concentración de ion hidronio y de ion hidroxilo. Pero si se conoce una de ellas, la K_w permite calcular la otra.

Fíjate en el problema de la disolución de ácido acético 2,0 M del apartado "Ionización parcial: ácidos débiles", aparecido con anterioridad en este mismo capítulo. Verás que $[H_3O^+]$ es $6{,}0 \times 10^{-3}$. Ahora dispones de una herramienta para calcular la $[OH^-]$ de la disolución usando la relación K_w:

$$K_w = 1{,}0 \times 10^{-14} = [H_3O^+][OH^-]$$
$$1{,}0 \times 10^{-14} = [6{,}0 \times 10^{-3}][OH^-]$$
$$1{,}0 \times 10^{-14}/6{,}0 \times 10^{-3} = [OH^-]$$
$$1{,}7 \times 10^{-12} = [OH^-]$$

Identificación de ácidos y bases con indicadores

Los *indicadores* son sustancias (colorantes orgánicos) que cambian de color en

presencia de un ácido o base. Tal vez te suene una planta que sirve como indicador ácido-base: la hortensia. Si se encuentra en suelos ácidos, echa flores de color rosa; si crece en suelos alcalinos, da una floración azul. Otra sustancia común que actúa bien como indicador ácido-base es la col lombarda. Les digo a mis alumnos que compren una y que la cuezan en agua (a la mayoría de ellos les encanta hacerlo). Tienen que usar el líquido de la cocción para comprobar sustancias. Cuando se mezcla el líquido con un ácido, se vuelve rosa; al mezclarlo con una base, adquiere una tonalidad verde. De hecho, si conviertes ese líquido en ligeramente básico y después soplas dentro de él con una pajita, la disolución acaba siendo de color rosa, lo que indica que se ha vuelto ligeramente ácida. El dióxido de carbono de la respiración humana reacciona con el agua y forma ácido carbónico:

$$CO_2\ (g)\ +\ H_2O\ (l) \rightleftarrows H_2CO_{3x}(aq)$$

Las bebidas carbonatadas son un poco ácidas debido a esa reacción. Se inyecta dióxido de carbono en esos líquidos para aportarles burbujas, y parte de ese dióxido de carbono reacciona con el agua y forma ácido carbónico. Esta reacción también explica por qué el agua de lluvia es un poco ácida: absorbe dióxido de carbono de la atmósfera a medida que se precipita sobre el suelo.

En química los indicadores se usan para detectar un ácido o una base. Existen muchos indicadores que varían en cuanto cambian lo más mínimo los niveles de pH. (Seguramente habrás oído el término *pH* alguna vez. Lo he visto hasta para vender desodorantes y champús en televisión. Si quieres saber cuál es su verdadero significado, mira el apartado "El café y otras sustancias en la escala de pH", que está un poco más adelante.) Los dos indicadores más usados (tratados en los próximos apartados) son:

- ✔ el papel de tornasol
- ✔ la fenolftaleína

El asunto tornasol

El *tornasol* es una sustancia que se extrae de ciertos líquenes y que se absorbe bien en papel poroso. (Por si hubieras quedado para echar una partida a muerte de Trivial Pursuit este fin de semana, los líquenes son plantas formadas por un alga y un hongo que viven en una estrecha relación de la que se benefician los dos organismos.)

Hay tres tipos diferentes de tornasol:

- ✔ El tornasol rojo se usa para analizar bases.
- ✔ El tornasol azul se usa para analizar ácidos.
- ✔ El tornasol neutro se puede usar para analizar los dos tipos de sustancias.

Si una disolución es ácida, se volverán rojos tanto el tornasol azul como el neutro. Si una disolución es básica volverá azul tanto el tornasol rojo como el neutro. El papel de tornasol es un indicador eficaz y rápido de ácidos y bases. Y no te obliga a soportar el olor de la col hervida.

Consigue titulaciones con fenolftaleína

La *fenolftaleína* es otra sustancia usada comúnmente como indicador. Hasta hace unos pocos años, la fenolftaleína se utilizaba como ingrediente activo de un laxante muy conocido. De hecho, yo solía extraer la fenolftaleína del laxante sumergiéndolo en alcohol de uso tópico o ginebra (teniendo la precaución de no beberla). Y entonces usaba esa disolución como indicador.

La fenolftaleína es transparente e incolora en una disolución ácida y de color rosa en una disolución básica. Suele usarse con un procedimiento denominado *titulación* o *valoración*, mediante el cual se determina la concentración de un ácido o una base dependiendo de su reacción con una base o un ácido cuya concentración es conocida.



Determina la concentración molar de una disolución HCl.

Para calcularlo, sigue estos pasos:

1. **Introduce un volumen conocido (por ejemplo, 25,00 mL medidos con exactitud mediante una pipeta) en un matraz de Erlenmeyer y añade un par de gotas de disolución de fenolftaleína.**

   Un matraz de Erlenmeyer es un recipiente de base plana y forma cónica.

Como incorporas el indicador a una disolución ácida, la disolución del frasco seguirá siendo transparente e incolora.

2. **Añade pequeñas cantidades de una disolución normalizada de hidróxido de sodio de una molaridad conocida (por ejemplo, 0,100 M) con ayuda de una bureta.**

   Una bureta es un tubo de cristal graduado con una pequeña abertura y una llave que permite medir con precisión volúmenes de una disolución.

3. **Sigue añadiendo la base hasta que la disolución se vuelva ligeramente rosa.**

   Esta fase se denomina el punto final de la valoración (o titulación), el punto en el que el indicador señala que el ácido ha quedado exactamente neutralizado por la base. La figura 11-2 muestra cómo realizar la valoración.

Imagina que necesitas 35,50 mL de 0,100 M de NaOH para llegar al punto final de la valoración de 25,00 mL de la disolución HCl. Esta es la reacción:

$$HCl\ (aq) + NaOH\ (aq) \rightarrow H_2O\ (l) + NaCl\ (aq)$$

En la ecuación ajustada se ve que el ácido y la base reaccionan en una proporción de 1:1 mol. De modo que, si consigues calcular los moles de las bases añadidas, también sabrás cuántos moles había de HCl. Si conoces el volumen de la disolución ácida, podrás calcular la molaridad (fíjate en que conviertes los mililitros en litros, de forma que las unidades se cancelen con facilidad):

$$\frac{0{,}100 \text{ mol NaOH}}{1} \times \frac{0{,}03550 \text{ L}}{1} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaOH}} \times \frac{1}{0{,}02500 \text{ L}} = 0{,}142 \text{ M HCl}$$

CONSEJO

Puedes calcular la valoración de una base con una disolución ácida normalizada (con una concentración conocida) siguiendo el mismo procedimiento, con la salvedad de que el punto final coincidirá con la primera desaparición del color rosa.

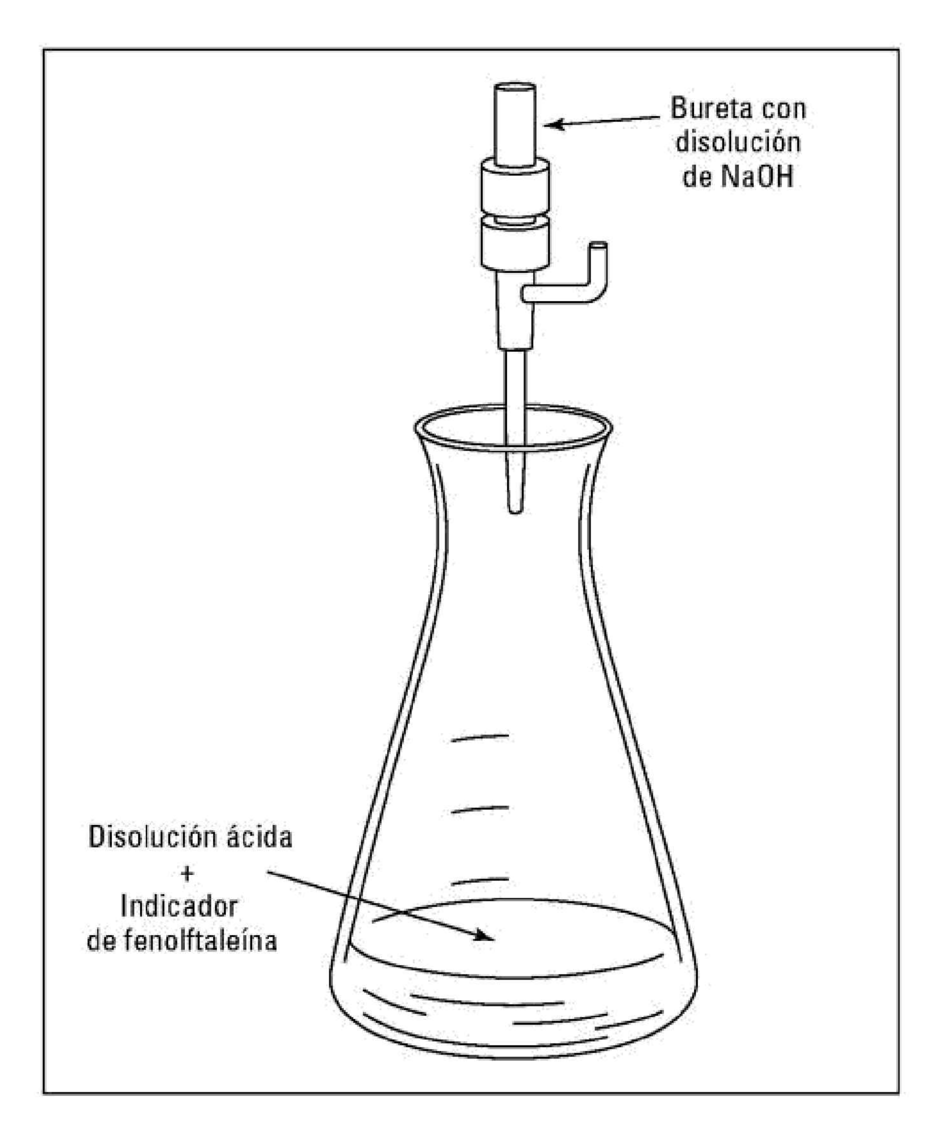


Figura 11-2:
Valoración de un ácido con una base.

El café y otras sustancias en la escala de pH

El grado de acidez de una disolución está relacionado con la concentración en que esté el ion hidronio. Cuanto más ácida es la disolución, mayor es la concentración del ion hidronio. En otras palabras, una disolución en la que $[H_3O^+]$ valga $1{,}0 \times 10^{-2}$ es más ácida que una disolución donde $[H_3O^+]$ sea $1{,}0 \times 10^{-7}$. La escala de pH, basada en el $[H_3O^+]$, se desarrolló para calcular de un solo vistazo la acidez relativa de una disolución. El pH se define como el logaritmo negativo (abreviado como *log*) del $[H_3O^+]$. Su forma matemática es:

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

Tomando como base la constante de disociación del agua, K_w (consulta el apartado "Agente doble: el agua anfotérica"), la $[H_3O^+]$ en agua pura vale 1,0 × 10^{-7}. Y esta relación matemática permite calcular el pH del agua pura:

$$pH = -\log [H_3O^+]$$
$$pH = -\log [1{,}0 \times 10^{-7}]$$
$$pH = -[-7]$$
$$pH = 7$$

El pH del agua pura es 7. Ese valor dentro de la escala del pH se considera en química el *punto neutro*. Una disolución es ácida si tiene una $[H_3O^+]$ mayor que la del agua y el pH inferior a 7. Una disolución *básica* tiene una $[H_3O^+]$ menor que el agua y el pH superior a 7.

La escala de pH no tiene fin. Puedes tener una disolución de pH inferior a 0. (Una disolución 10 M de HCl, por ejemplo, tiene un pH de –1.) Aun así, los valores comprendidos entre 0 y 14 representan un rango adecuado para utilizar con ácidos y bases débiles y con disoluciones diluidas de ácidos y bases fuertes. La figura 11-3 muestra la escala de pH:

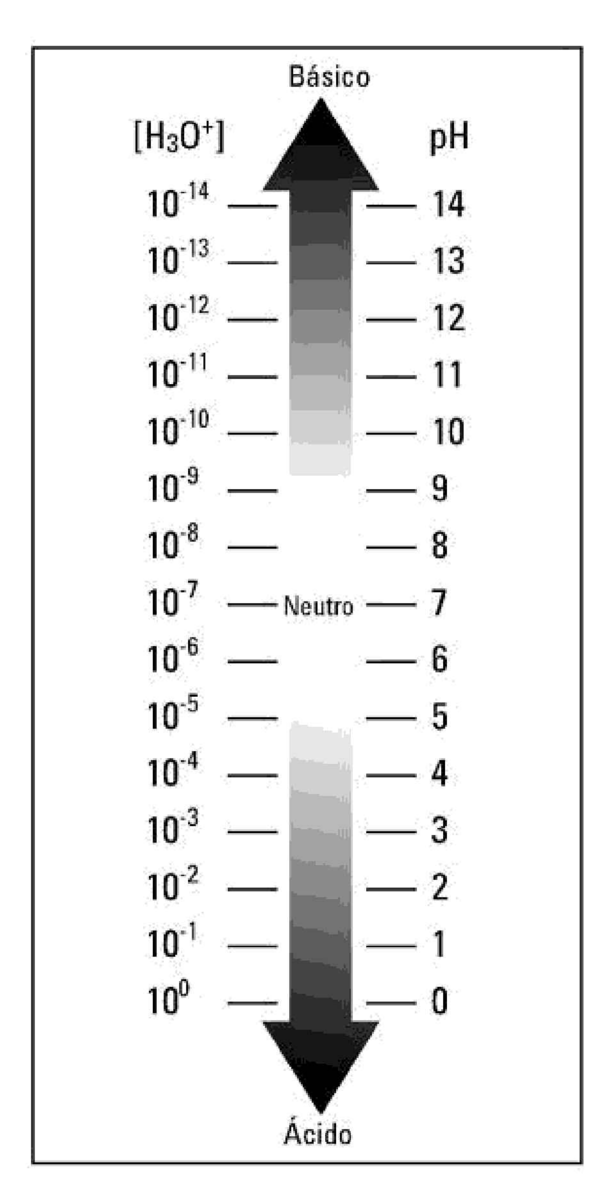


Figura 11-3:
La escala de pH.

Antiácidos: química básica de calidad

Cuando vayas a una farmacia o tienda de alimentación, busca la estantería de los antiácidos. ¡Son auténtica química ácido-base en acción!

El estómago secreta ácido clorhídrico para activar ciertas enzimas (catalizadores biológicos) durante el proceso de la digestión. Pero a veces el estómago produce demasiado ácido, o el ácido llega al esófago (lo que causa acidez o reflujo), y necesitamos contrarrestar el exceso de ácido con (en efecto, lo adivinaste) una base. Las formulaciones básicas que se venden para neutralizar este ácido se llaman antiácidos y los hay con los siguientes compuestos como ingredientes activos:

bicarbonatos: $NaHCO_3$ y $KHCO_3$

carbonatos: $CaCO_3$ y $MgCO_3$

hidróxidos: $Al(OH)_3$ y $Mg(OH)_2$

Es difícil elegir el mejor antiácido para darle un uso ocasional. Desde luego, el precio ayuda, pero la naturaleza química de las bases también puede servir de orientación. Por ejemplo, la gente hipertensa querrá evitar los antiácidos que contengan bicarbonato sódico, porque el ion sodio tiende a subir la tensión. La gente preocupada por la falta de calcio en los huesos, u osteoporosis, preferirá usar un antiácido que contenga carbonato cálcico. Sin embargo, tanto el carbonato cálcico como el hidróxido de aluminio pueden causar estreñimiento si se toman en dosis elevadas. Por otro lado, dosis grandes de carbonato de magnesio o de hidróxido de magnesio pueden tener efecto laxante. La elección de un antiácido puede llegar a convertirse ¡en un verdadero número de equilibrismo!

La $[H_3O^+]$ de una disolución de ácido acético 2,0 M es $6{,}0 \times 10^{-3}$. Mirando la escala de pH se ve que se trata de una disolución ácida. Calcula ahora el pH de esta disolución:

$$pH = -\log [H_3O^+]$$
$$pH = -\log [6{,}0 \times 10^{-3}]$$
$$pH = -[-2{,}22]$$
$$pH = 2{,}22$$

En el apartado "Agente doble: el agua anfotérica", explico que la expresión K_w permite calcular la $[H_3O^+]$ si se conoce la $[OH^-]$. Otra ecuación, llamada *pOH*, resulta de utilidad para calcular el pH de una disolución. El pOH es el logaritmo negativo de $[OH^-]$. El pOH de una disolución se calcula igual que el pH tomando el log negativo de la concentración de ion hidroxilo. Si usas la expresión K_w y recurres al log negativo de ambos lados, obtienes $14 = pH + pOH$. Esta ecuación facilita mucho el paso de pOH a pH.

De la misma manera que se puede convertir $[H_3O^+]$ en pH, también se puede ir de pH a $[H_3O^+]$. Para ello se usa la denominada *relación antilog*, que es

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

Por ejemplo, el pH de la sangre humana es 7,3. Esta sería la manera de calcular la $[H_3O^+]$ a partir del pH de la sangre:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$
$$[H_3O^+] = 10^{-7,3}$$
$$[H_3O^+] = 5,01 \times 10^{-8}$$

Se puede usar el mismo procedimiento para calcular el $[HO^-]$ del pOH. Las sustancias que solemos encontrarnos en la vida cotidiana abarcan un rango amplio de valores de pH. La tabla 11-4 relaciona algunas sustancias muy comunes y sus valores de pH:

Tabla 11-4: Valores medios de pH de algunas sustancias comunes

Sustancia	*pH*
Limpiador de horno	13,8
Crema depilatoria	12,8
Amoníaco de uso doméstico	11,0
Leche de magnesia	10,5
Lejía	9,5
Agua de mar	8,0
Sangre humana	7,3
Agua pura	7,0
Leche	6,5
Café solo	5,5
Refrescos	3,5
Aspirina	2,9
Vinagre	2,8
Zumo de limón	2,3
Ácido de batería de coche	0,8

Para poder vivir, el rango de variación del pH de la sangre humana es de 7,3 ± 0,2; como ves, una franja muy estrecha. Muchas cosas del entorno que nos rodea, como algunos alimentos o la hiperventilación, pueden alterar el pH de la sangre. Los tampones o disoluciones amortiguadoras ayudan a regularlo para mantener la sangre entre 7,1 y 7,5.

Controla el pH con tampones

Los *tampones* o *disoluciones amortiguadoras o reguladoras*, como se llaman a veces, resisten una alteración del pH causada por la adición de ácidos o bases. Obviamente, la disolución amortiguadora debe contener algo que reaccione con un ácido, es decir, una base. Pero hay algo más en la disolución reguladora que reacciona con una base: un ácido. En general, hay tampones de dos tipos:

- ✔ **Mezclas de ácidos y bases débiles.** Las mezclas de ácidos y bases débiles deben ser pares ácido-base conjugados (como H_2CO_3/HCO_3^-) o pares ácido-base no conjugados (como NH_4^+/CH_3COO^-). (Encontrarás más información sobre pares ácido-base conjugados en el apartado "Competencia por protones: reacciones ácido-base de Brønsted-Lowry", un poco antes en este mismo capítulo.)

  En el cuerpo humano son más comunes los pares ácido-base conjugados. En la sangre, por ejemplo, el par ácido carbónico-bicarbonato ayuda a controlar el pH. Sin embargo, este tampón puede verse superado de forma que se den situaciones de riesgo. Si una persona practica ejercicio hasta la extenuación, los músculos liberan ácido láctico al torrente sanguíneo; entonces si no hay suficiente ion bicarbonato para neutralizar el ácido láctico, el pH de la sangre desciende y la persona sufre acidosis. La diabetes también puede provocar acidosis. Por otra parte, cuando una persona se hiperventila (respira demasiado rápido), expulsa una cantidad excesiva de dióxido de carbono, lo que reduce la concentración de ácido carbónico en la sangre, que se vuelve demasiado básica. Esta afección, llamada *alcalosis*, puede llegar a ser muy grave.

- ✔ **Especies anfotéricas.** Las especies anfotéricas también pueden funcionar como tampones si reaccionan con un ácido o una base. (Encontrarás un ejemplo de especie anfotérica en el apartado "Agente doble: el agua anfotérica", anterior en este mismo capítulo.) El ion bicarbonato (HCO_3^-) y el ion fosfato de monohidrógeno (HPO_4^{-2}) son especies anfotéricas que neutralizan tanto los ácidos como las bases. Estos dos iones son también importantes para controlar el pH de la sangre.

Ácidos con mala reputación: una introducción a la lluvia ácida

Durante la última década aproximadamente, la lluvia ácida se ha revelado como un grave problema medioambiental. El agua de lluvia natural es un poco ácida (con un pH alrededor

de 5,6) debido a la absorción de dióxido de carbono de la atmósfera y a la creación de ácido carbónico. Sin embargo, cuando los medios de comunicación hablan de lluvia ácida suelen referirse a precipitaciones con un pH entre 3 y 3,5.

Las dos causas principales de la lluvia ácida son la contaminación de los coches y la industrial. En el motor de combustión interna de los coches, el nitrógeno del aire se oxida y se transforma en diversos óxidos de nitrógeno. Cuando estos óxidos de nitrógeno se liberan a la atmósfera, reaccionan con el vapor de agua y forman ácido nítrico (HNO_3).

En las centrales eléctricas propulsadas con combustibles fósiles, se forman óxidos de azufre a partir de la combustión de las impurezas de azufre que suelen estar presentes en el carbón y el petróleo. Si estos óxidos de azufre se liberan a la atmósfera, se combinan con el vapor de agua y forman tanto ácido sulfúrico como ácido sulfuroso (H_2SO_4 y H_2SO_3). En esas centrales eléctricas también se producen óxidos de nitrógeno.

Todos estos ácidos caen al suelo con la lluvia y causan multitud de problemas. Disuelven el carbonato cálcico de las estatuas y los monumentos de mármol. Reducen el pH del agua de los lagos hasta tal punto que los peces no pueden vivir en ella. Matan o bloquean el crecimiento de bosques enteros. Reaccionan con los metales de los coches y de los edificios.

Los controles industriales han tenido cierta eficacia en la reducción de estos efectos, pero la lluvia ácida sigue siendo un gran problema medioambiental. (En el capítulo 18 encontrarás más información sobre la lluvia ácida.)

Parte III

Benditos los lazos que nos unen



En esta parte…

La química opera en el mundo microscópico de los átomos y las moléculas. Y en esta parte presento la teoría atómica actual: la teoría cuántica y en qué se parecen una onda de radio y una locomotora. Después te daré la oportunidad de explorar los lazos químicos, los enlaces iónicos que mantienen unidos los iones en un cristal salino y los enlaces covalentes que mantienen unida una molécula de azúcar.

También aprenderás en esta parte cómo predecir la forma de las moléculas. En química, sobre todo en bioquímica, la forma es de gran importancia y aquí verás cómo averiguar la forma de las moléculas. También descubrirás la hibridación y los orbitales moleculares, teorías sobre enlaces. Volverás a toparte con la tabla periódica y te hablaré de tendencias periódicas. Por último trataremos las fuerzas intermoleculares, que son las que permiten que el agua contribuya a mantener la vida en la Tierra y también las que ponen el pelo rizado o liso.

Capítulo 12

¿Dónde demonios fue a parar ese electrón? Teoría cuántica

En este capítulo

- Observa de cerca la materia y la luz
- Conoce a Bohr
- Descubre el modelo de la mecánica cuántica

El desarrollo del modelo nuclear de Rutherford (hemos hablado de él en el capítulo 4), significó un gran paso para conocer el átomo. En aquel modelo, los protones y los neutrones se encuentran dentro del denso centro del átomo, llamado núcleo, mientras que los electrones se sitúan fuera del núcleo. Estos electrones interaccionan (o reaccionan) con los electrones de otros átomos. Los núcleos solo intervienen de forma indirecta, en realidad, en las reacciones químicas.

Como el comportamiento de los electrones es tan relevante, la comprensión de ese comportamiento resulta crucial. Se ha descubierto que el comportamiento de los electrones está muy relacionado con el comportamiento de la luz. El estudio de la luz y de los electrones condujo a una revisión fundamental de la física que se conoce como *mecánica cuántica*. Este capítulo presenta únicamente las bases que quizá necesites conocer durante tu primer curso de química. A medida que avances en tus estudios, te irás encontrando con detalles más profundos y complejos relacionados con la mecánica cuántica.

Los conceptos de materia y luz

Antes de poder entender el comportamiento del electrón, hay que observar las propiedades de la luz. En este apartado te familiarizarás con algunos términos y relaciones que tienen que ver con la luz; después veremos la espectroscopia entendida como la interacción entre la luz y los electrones.

Conoce los componentes

Para captar la naturaleza de los electrones, es necesario examinar la naturaleza de la luz. La luz visible, los rayos X, las microondas, las ondas de radio, etcétera, constituyen distintas variedades de radiación electromagnética. La *radiación electromagnética*, a veces llamada *energía radiante*, transporta energía por el espacio. Si ese espacio es un vacío, todos los tipos de radiación electromagnética viajan a la velocidad de la luz, que vale $3{,}00 \times 10^8$ m/s y se representa como *c*. Estas ondas de radiación electromagnética también tienen las tres propiedades siguientes (mira la figura 12-1):

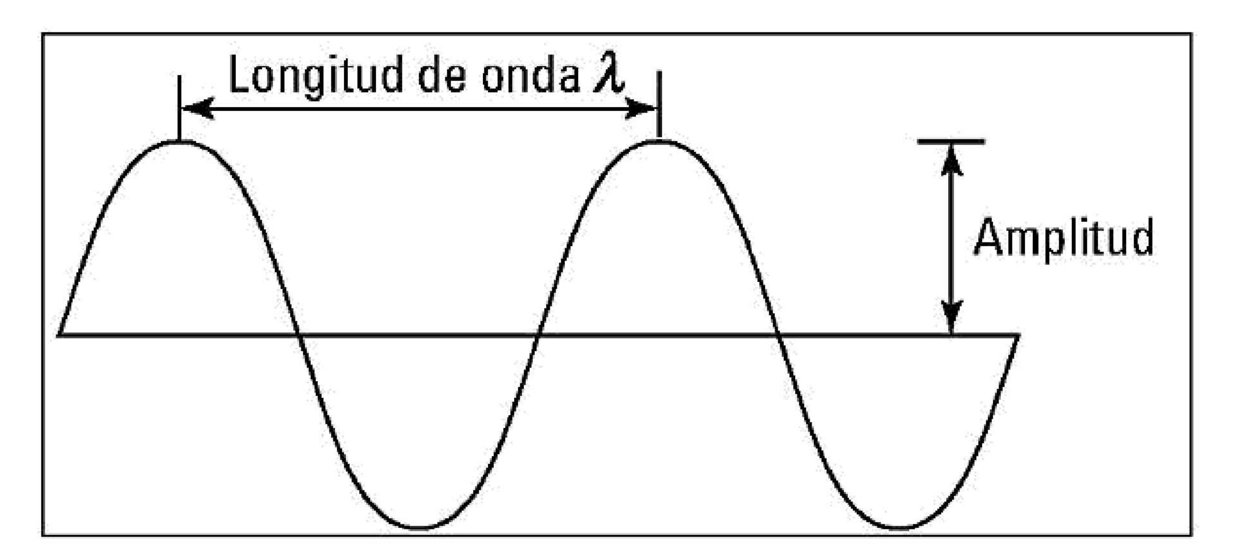


Figura 12-1:
Propiedades de las ondas.

- **Amplitud.** La amplitud de una onda es la altura de la onda desde el punto intermedio, o línea de base, hasta la cresta (el punto más alto). Hay que concebirla como una medida de la fuerza de la radiación electromagnética. Con la parte visible del espectro, la amplitud se interpreta como la intensidad o el brillo de la luz.

- ✔ **Longitud de onda.** La longitud de onda, λ (lambda), es la distancia entre dos puntos idénticos consecutivos de una onda, como dos crestas (los puntos más altos) o dos valles (los puntos más bajos). La longitud de onda se puede expresar en cualquier unidad de longitud, pero en química se opta muchas veces por una unidad específica con cada tipo particular de radiación electromagnética (los metros con ondas de radio y TV, o los angstroms [10^{-10} m] con rayos X).
- ✔ **Frecuencia.** La frecuencia, ν (ni), se corresponde con la cantidad de ondas que pasa por un punto determinado durante un intervalo temporal concreto. La frecuencia tiene unidades de ciclos por unidad de tiempo, pero los químicos suelen dar por supuesta la parte de los ciclos y omitirla, lo que deja la frecuencia expresada como la inversa del tiempo (1/tiempo). La unidad básica de tiempo en el SI es el segundo, así que la frecuencia se mide en ciclos por segundo y tiene por unidades 1/s o s^{-1}.

Como todas estas ondas electromagnéticas viajan a la velocidad de la luz, la longitud de onda y la frecuencia de la luz mantienen una relación directa. Si la longitud de onda es corta, pasan muchas ondas por un punto de referencia en una cantidad de tiempo dada y la frecuencia es alta. Si la longitud de onda es larga, entonces pasan menos ondas por el punto de referencia en la misma cantidad de tiempo y la frecuencia es menor. Esta relación entre la longitud de onda y la frecuencia se ve con esta ecuación:

$$\lambda \nu = c$$

donde λ es la longitud de onda (en metros), ν es la frecuencia (en s^{-1}) y c es la velocidad de la luz (en m/s)

CONSEJO

La resolución de problemas con esta relación directa entre la longitud de onda y la frecuencia se simplifica si la longitud de onda, la frecuencia y la velocidad de la luz se expresan en unidades de metros, ciclos por segundo y metros por segundo, respectivamente.

La figura 12-2 ilustra el espectro electromagnético en orden creciente de longitud de onda. Como ves, los rayos gamma son los de menor longitud de onda (mayor frecuencia) y las ondas de radio tienen la mayor longitud de onda

(menor frecuencia). Fíjate también en que el espectro visible (la parte del espectro electromagnético que capta la vista humana) constituye una porción bastante reducida de todo el espectro electromagnético. En ciencia, la longitud de onda de la parte visible del espectro se expresa por lo común en nanómetros (10^{-9} metros); esa longitud de onda abarca aproximadamente desde el violeta, de unos 400 nm, hasta el rojo, de unos 750 nm.

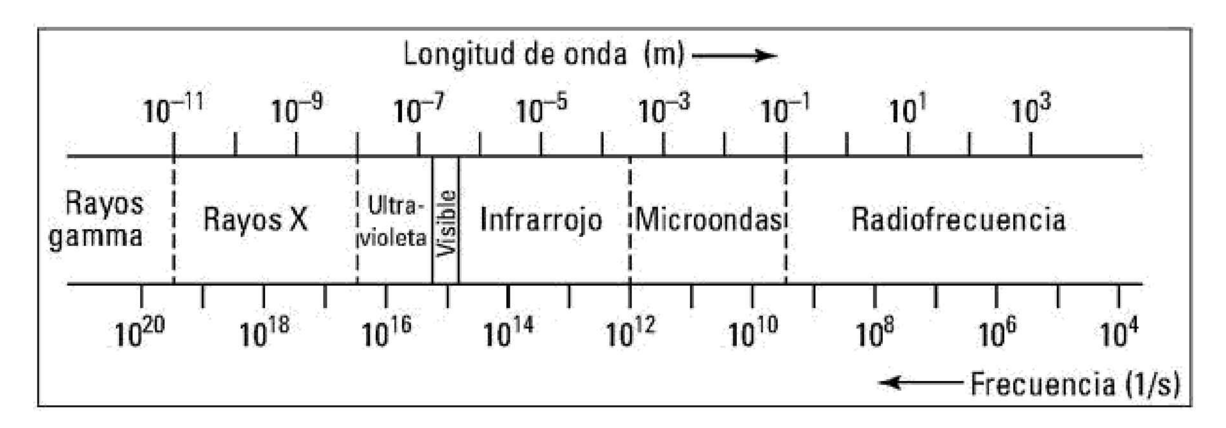


Figura 12-2:
El espectro electromagnético.

Como ya he dicho, la frecuencia suele expresarse en ciclos por segundo (o en s^{-1}). La unidad de los ciclos por segundo es un hercio (Hz) y, por consiguiente, puedes encontrarte la frecuencia expresada en hercios o en esa unidad con alguna combinación de prefijos del SI (como el kilohercio). Los químicos suelen expresar la frecuencia de las emisoras de radio de esa manera. Así que, la frecuencia 900 del dial de onda media (AM) se corresponde con 900 kHz (kilohercios) o 900 000 s^{-1}.

Espectroscopia

A comienzos del siglo XX el científico alemán Max Planck descubrió que la energía nos llega en forma de unidades discretas. Planck llamó *cuanto* a cada una de esas unidades. Consiguió relacionar la energía de esos cuantos con la frecuencia de la luz a través de una constante sencilla. Esta teoría de la energía cuantizada de los electrones contribuyó a explicar el hecho de que los elementos a veces emitan luz de distintas longitudes de onda. Esta relación es:

$$E = h\nu$$

En esa ecuación, *E* es la energía de la radiación en julios, *h* es la constante de

Planck ($6{,}626 \times 10^{-34}$ J × s) y ν es la frecuencia de la radiación en s^{-1}.

La energía de un fotón también puede relacionarse con esta longitud de onda si se combinan las siguientes ecuaciones:

$\lambda \nu = c$ y $E = h\nu$

Para llegar a

$$E = \frac{hc}{\lambda}$$

Einstein amplió el trabajo de Planck para decir que las partículas de luz que llamamos *fotones* portan cuantos de energía de Planck. Por tanto, la luz tiene propiedades de onda (λ y ν) y propiedades de partícula (fotón). Esta naturaleza dual de la luz es muy importante para ayudarte a entender el comportamiento de la luz; a su vez, un conocimiento mejor del comportamiento de la luz permite comprender mejor cómo interacciona la luz con los electrones.

De acuerdo con la teoría de Planck, la materia solo puede liberar o absorber energía en múltiplos de este cuanto (paquete) de energía. Es como subir una escalera con una sola pierna. Te puedes detener en un peldaño u otro, pero no en un lugar intermedio entre dos escalones. La teoría de Planck implica que la energía está *cuantizada*, es decir, solo admite ciertos valores (múltiplos del cuanto). Una ampliación lógica de la teoría de Planck es que los electrones de un átomo solo pueden llevar asociadas unas energías cuantizadas determinadas.

La teoría de Planck encuentra un respaldo en la emisión y en la absorción de los elementos.

Espectros de emisión

La luz procedente de la mayoría de las fuentes emisoras contiene muchas frecuencias distintas. Esas frecuencias diferentes se pueden separar en un *espectro* (un rango o una banda de longitudes de onda) usando un prisma o una red de difracción. La clase de espectro obtenido depende de la fuente de la luz. Por ejemplo, la luz procedente del Sol o de cualquier otro objeto muy caliente

produce un *espectro continuo*, un espectro formado por todas las frecuencias de luz.

Cuando calentándolos o mediante electricidad se excitan elementos en estado gaseoso, emiten luz en diversas frecuencias. La descomposición de esa luz genera un espectro formado tan solo por determinadas frecuencias distintas, no un espectro continuo. Estas frecuencias diferenciadas se revelan como líneas diversas en el espectro, así que este tipo de espectro se denomina *espectro de líneas*. Como el espectro resulta a partir de la emisión de luz de átomos individuales, también se conoce como *espectro de emisión*. Las líneas observadas son características de ese elemento concreto; cada elemento crea una combinación distinta de líneas.

Espectros de absorción

Además del espectro de emisión, se puede obtener el *espectro de absorción*. Para ello los átomos también tienen que estar en estado gaseoso (como con el espectro de emisión), pero, en lugar de necesitar energía térmica o eléctrica, se emplea la luz procedente de una fuente de espectro continuo. Cuando esa luz atraviesa los átomos gaseosos absorbe algunas de las frecuencias y el espectro de absorción resulta de esa luz transmitida.

Si usas átomos del mismo elemento para obtener un espectro de emisión y un espectro de absorción, descubrirás que las líneas del espectro de emisión se corresponden con las frecuencias absorbidas en el espectro de absorción. Esta correspondencia entre frecuencias indica que tiene que haber una relación entre la emisión y la absorción de la luz. Como se ven implicadas frecuencias específicas, según la teoría de Planck, el elemento puede emitir o absorber tan solo cuantos específicos de energía.

El primer paso para entender los espectros de los elementos llegó con el análisis del espectro del elemento más simple, el hidrógeno. El espectro del hidrógeno consiste en conjuntos de líneas en distintas regiones del espectro. El estudio de este patrón repetitivo condujo a Niels Bohr a desarrollar una teoría para explicar no solo el espectro del átomo de hidrógeno, sino también la estructura del átomo en sí (puedes entenderlo si lees el apartado siguiente).

El modelo atómico de Bohr

Mientras Niels Bohr intentaba explicar el espectro de líneas del hidrógeno, desarrolló un modelo combinando los conceptos propuestos por Planck y Einstein (comentados con anterioridad bajo el título “Espectroscopia”). Bohr dio por supuesto que el átomo contenía un núcleo y que los electrones giraban en torno al núcleo siguiendo órbitas circulares. Tuvo que introducir tres postulados para que su modelo se ajustara a las observaciones:

- ✔ El electrón de un átomo de hidrógeno solo ocupa órbitas de ciertos radios concretos, que se corresponderán con determinadas energías discretas.
- ✔ Mientras un electrón permanece en un estado energético permitido (órbita), no irradia energía y se mantiene en esa órbita sin caer en espiral hacia el núcleo.
- ✔ Un electrón puede desplazarse de un estado energético a otro absorbiendo o liberando energía. La energía necesaria asciende a la diferencia entre un nivel de energía y otro, y es igual a un fotón, $E = h\nu$.

RECUERDA

En el modelo atómico de Bohr, el número *n* designa el estado energético (nivel) que ocupa un electrón. Cuanto más bajo es el valor de *n*, menor es el radio (mayor proximidad al núcleo) y menor la energía asociada al electrón. Un electrón situado en su nivel energético más bajo posible se halla en su estado fundamental: puede absorber energía para arrojar un espectro de absorción y cuando lo hace, la energía absorbida tiene que ser igual a la diferencia entre el estado fundamental de energía y un nivel energético superior. Entonces, el electrón se desplazará del estado energético más bajo al más alto, que se corresponde con un estado excitado. El electrón puede regresar a su estado fundamental emitiendo un fotón de energía igual a la diferencia de energía entre esos dos estados. Estas transiciones explican los espectros de líneas de emisión que se producen cuando los átomos emiten distintas líneas de frecuencias (de las que habla el apartado “Espectros de emisión”).

El modelo de Bohr funciona bien para predecir las líneas espectrales del hidrógeno, pero no sirve para cualquier otro átomo. En otros átomos, la intervención adicional de las atracciones electrón-núcleo y las repulsiones electrón-electrón introducen complicaciones que el modelo de Bohr no

consigue resolver. Además, se vio que el supuesto esencial del modelo de Bohr de que los electrones se mueven en órbitas discretas era incorrecto, ya que el movimiento de los electrones es mucho más complejo. Correspondía a otros científicos desarrollar esa noción. Los siguientes apartados revelan el trabajo de un par de científicos más con el modelo atómico.

La aportación de De Broglie

El trabajo de Planck y de Einstein sirvió para asentar con firmeza la naturaleza dual de la energía radiante. La luz tiene propiedades en común tanto con las partículas (fotones) como con las ondas. Louis de Broglie propuso a comienzos de la década de 1920 la idea de que si las ondas de luz tenían propiedades de partículas, entonces las partículas podían tener las propiedades de las ondas (longitud de onda, entre otras). De Broglie expuso la idea de que una ecuación sencilla relaciona la longitud de onda, λ, asociada a un objeto, con la masa del objeto, *m*, y su velocidad, *v*:

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

donde h es la constante de Planck. Esta ecuación es la relación de De Broglie.



No confundas v (frecuencia) con v (velocidad).

De Broglie introdujo el concepto de que toda la materia, incluso tú, tiene propiedades de onda y de partícula. Al observar la relación matemática, fíjate en que la longitud de onda es inversamente proporcional a la masa. Cuanto mayor es la masa, menor se vuelve la naturaleza de onda y más importancia cobra la naturaleza de partícula del objeto. Por tanto, se puede describir un tren, un coche o un balón de oro en términos de su naturaleza de onda, aunque no será una descripción muy útil, porque la naturaleza de onda de esos objetos es muy pequeña. No obstante, se describen mejor a través de su naturaleza de partícula. Sin embargo, un electrón, que tiene una masa extremadamente minúscula, lleva asociada una onda mucho mayor y se describe mejor a partir de sus propiedades ondulatorias.

La hipótesis de De Broglie sobre las propiedades duales de los electrones fue aceptada en 1927, cuando los científicos descubrieron que el paso de una corriente de electrones a través de un cristal exhibía el mismo comportamiento que una corriente de rayos X. La comunidad científica empezó a aceptar el concepto de las propiedades duales tanto de la energía como de la materia.

La aportación de Heisenberg

La teoría de Planck, incluso la parte relacionada con las ondas, se basaba en la física clásica, pero entonces llegó Heisenberg e introdujo la incertidumbre.

El concepto de la naturaleza ondulatoria del electrón ejerció un gran impacto en la física moderna y la concepción del mundo. A la luz de la mecánica clásica, el electrón se trataba como una partícula con una posición y una cantidad de movimiento determinadas y medibles. Si se conocía su posición y su cantidad de movimiento, se podía calcular la posición y la cantidad de movimiento y momentos pasados y futuros con gran precisión. Sin embargo, el físico alemán Werner Heisenberg se dio cuenta de que con algo tan pequeño como un electrón, la ubicación de una partícula no se puede medir con precisión.

Heisenberg formalizó sus ideas en un artículo de 1927 sobre el principio de incertidumbre, donde defiende que la determinación precisa y simultánea de la posición y de la cantidad de movimiento de una partícula es imposible. Se puede determinar una de ellas, pero al hacerlo las técnicas de medición afectan a la otra y la alteran. El principio de incertidumbre de Heisenberg implica que no se puede determinar con precisión la posición del electrón; lo máximo que se puede conseguir es asignar probabilidades a los volúmenes de espacio donde pueden encontrarse electrones.

El modelo de la mecánica cuántica

En 1926, Erwin Schrödinger introdujo una relación matemática denominada *ecuación de onda* que tiene en cuenta la naturaleza tanto ondulatoria como corpuscular del electrón. Aquella ecuación resultó decisiva para el desarrollo de una forma completamente nueva de representar el comportamiento de las partículas subatómicas. Esta disciplina nueva es la *mecánica ondulatoria* o la

mecánica cuántica.

La resolución de la ecuación de onda de Schrödinger para el electrón del hidrógeno genera una expresión matemática llamada *función de onda*, representada mediante la letra griega ψ (psi). El cuadrado de esta función de onda, ψ^2, aporta información sobre la probabilidad de localizar un electrón en un lugar concreto dentro del átomo de hidrógeno. Debido al principio de incertidumbre de Heisenberg, Schrödinger representó esta información en términos de un volumen de espacio en el que es más probable encontrar el electrón (no en términos de las distintas órbitas descritas por Bohr).

RECUERDA

Para resolver la ecuación de onda de Schrödinger para un electrón específico dentro de un átomo, hay que especificar tres números, los denominados *números cuánticos*. Además, hay que usar un cuarto número cuántico para distinguir entre los dos electrones que comparten un volumen específico de espacio. Esos cuatro números cuánticos y sus valores matemáticos admitidos son los siguientes:

- **Número cuántico principal.** Este número, n, denota el nivel de energía o nivel que ocupa el electrón. Los valores de n son números enteros positivos, 1, 2, 3, 4... Cuanto más vale n, mayor es la distancia media del electrón al núcleo; y también es mayor la energía asociada a los electrones.
- **Número cuántico de momento angular.** Este número, l, designa la forma del volumen de espacio dentro de un nivel de energía con más probabilidades de contener los electrones. Este volumen de espacio es un subnivel. Los valores permitidos de l van de 0 a $n-1$ a intervalos enteros. Por ejemplo, si $n = 1$, entonces el único valor permitido de l es 0. Si $n = 3$, entonces l puede valer 0, 1 y 2 (= 3–1). Los diversos valores de l se corresponden con distintas formas. Además, cada subnivel contiene uno o más orbitales, volúmenes de espacio donde pueden estar los electrones. Todos los orbitales de un mismo subnivel tienen la misma energía. Un orbital individual puede contener un máximo de dos electrones.
- **Número cuántico magnético.** Este número, m_l, describe la orientación del orbital en el espacio. Puede tener valores de $-l$ a $+l$ pasando por el cero, a intervalos enteros. Por ejemplo, si $l = 0$, entonces el único valor

permitido para m_l es 0. Si $l = 3$, entonces m_l, puede tener valores de −3, −2, −1, 0, +1, +2, +3. Esto significa que al considerar un subnivel de $l = 3$, hay siete orbitales diferentes (siete valores distintos permitidos para m_l) dentro de ese subnivel.

✔ **Número cuántico de espín.** Este número, m_s, designa la dirección del campo magnético que está generando el electrón. Puede alinearse con el campo del átomo u opuesto a él. Por tanto, puede tener dos valores, +1/2 y −1/2.

Probabilidades: en la ciencia y en el mundo real

Tal vez te parezca rara la idea de las probabilidades asociadas a la posición de un electrón, pero lo cierto es que tú te enfrentas a diario a la probabilidad de localización en el mundo macroscópico de tu vida cotidiana. ¿Viajas en tren alguna vez? ¿Puedes predecir el momento exacto en que el tren llegará a la estación? Seguramente no. Sin embargo, es fácil dar un intervalo de tiempo (de diez minutos, más o menos) en el que la probabilidad de que llegue el tren será máxima. Puede que tus amistades sepan que la película a la que piensas ir dura de siete a nueve y cuarto de la noche, pero ¿significa eso que saben a ciencia cierta que tú estarás en la butaca del cine a las siete y cinco en punto esa tarde? Pues no; puede que a esa hora te encuentres en el vestíbulo o haciendo cola en el bar. Es muy probable que estés en ese cine, pero no es seguro. En ciencia, las probabilidades se usan de forma parecida en el mundo microscópico.

Con el modelo de la mecánica cuántica, los químicos y físicos hablan de densidad de probabilidad en lugar de hablar de una posición exacta. La densidad de probabilidad se suele calcular con un grado de probabilidad del 90 %, lo que significa que el tamaño de la figura tridimensional es tal que probablemente encontrarás el electrón dentro de ese volumen de espacio en el 90 % de las veces. En ocasiones estos diagramas de densidad de probabilidad se denominan *nubes de electrones* y suelen utilizarse para representar la probabilidad de localizar varios electrones dentro de un átomo.

Capítulo 13

Los opuestos se atraen: enlaces iónicos

En este capítulo

- Descubre cómo y por qué se forman los iones
- Aprende cómo se forman los cationes y los aniones
- Entiende los iones formados por grupos de átomos
- Descifra las fórmulas de compuestos iónicos
- Conoce cómo se nombran los compuestos iónicos
- Aclara la diferencia entre electrolitos y no electrolitos

Si tuviera que decir qué fue lo que me animó a especializarme en química, diría que fueron las reacciones de las sales. Me acuerdo perfectamente de aquel día: habíamos pasado la mitad del curso de química general y yo estaba practicando análisis cualitativo (que consiste en averiguar qué hay en una muestra) de sales. Me encantaban los colores de los compuestos que se formaban con las reacciones, y el trabajo de laboratorio me resultaba divertido y muy interesante. Me quedé enganchado.

En este capítulo te adentrarás en el asunto de los *enlaces iónicos*, el tipo de enlace que mantiene unidas las sales. Vas a ver qué son los iones simples y los poliatómicos, cómo se forman y cómo se combinan. También aprenderás a establecer la fórmula de compuestos iónicos y cómo se detectan los enlaces iónicos en química. Tal vez no decidas dedicar tu vida a la química después de leer este capítulo, pero seguro que te ayudará a aprobar el curso.

Enlaces iónicos mágicos: sodio + cloro = sal común

El sodio es un metal bastante común. Es plateado, blando y un buen conductor. Pero también es muy reactivo. Suele guardarse en aceite para evitar que reaccione con el agua de la atmósfera. Al fundir un trozo de sodio recién cortado y ponerlo en un vaso de precipitado lleno de gas cloro de color verdoso, pasa algo muy sorprendente: el sodio fundido empieza a brillar con una luz blanca que se vuelve cada vez más intensa. El cloro gaseoso se arremolina y pronto el color del gas empieza a desaparecer. En un par de minutos la reacción ha terminado y se puede abrir el recipiente sin peligro. En el fondo del vaso de precipitado se habrá depositado una sustancia blanca y cristalina, sal común ($NaCl$).

En los próximos apartados te enseño qué pasa durante la reacción química que produce sal común y, lo más importante, por qué ocurre. La comprensión de estos conceptos es una parte considerable del estudio de los enlaces iónicos.

Conoce los componentes

En realidad, si te paras a pensarlo, el proceso de formación de la sal de mesa es muy curioso. A partir de dos sustancias muy peligrosas (los alemanes usaron gas cloro contra las tropas enemigas durante la Primera Guerra Mundial), obtienes una sustancia necesaria para la vida.

- ✔ El **sodio** es un metal alcalino, un miembro del grupo IA de la tabla periódica. Los numerales romanos que encabezan las familias A indican el número de electrones de valencia (los electrones s y p del nivel de energía más exterior) de un elemento concreto (consulta el capítulo 5 para ahondar en los detalles). El sodio tiene 1 electrón de valencia y 11 electrones en total, porque su número atómico es 11.

  Puedes usar un diagrama de niveles de energía para representar la distribución de los electrones dentro de un átomo. El diagrama de niveles de energía del sodio se muestra en la figura 13-1. (Si los diagramas de niveles de energía son algo nuevo para ti, consulta el capítulo 4. Los diagramas de niveles de energía se pueden escribir mediante una serie de variantes menores y muy comunes, así que no te preocupes si los diagramas del capítulo 4 son ligeramente distintos de los que uso aquí.)
- ✔ El **cloro** pertenece al grupo de los halógenos (la familia VIIA de la tabla periódica). Tiene 7 electrones de valencia y un total de 17 electrones. El diagrama de niveles de energía del cloro también se muestra en la figura 13-1.

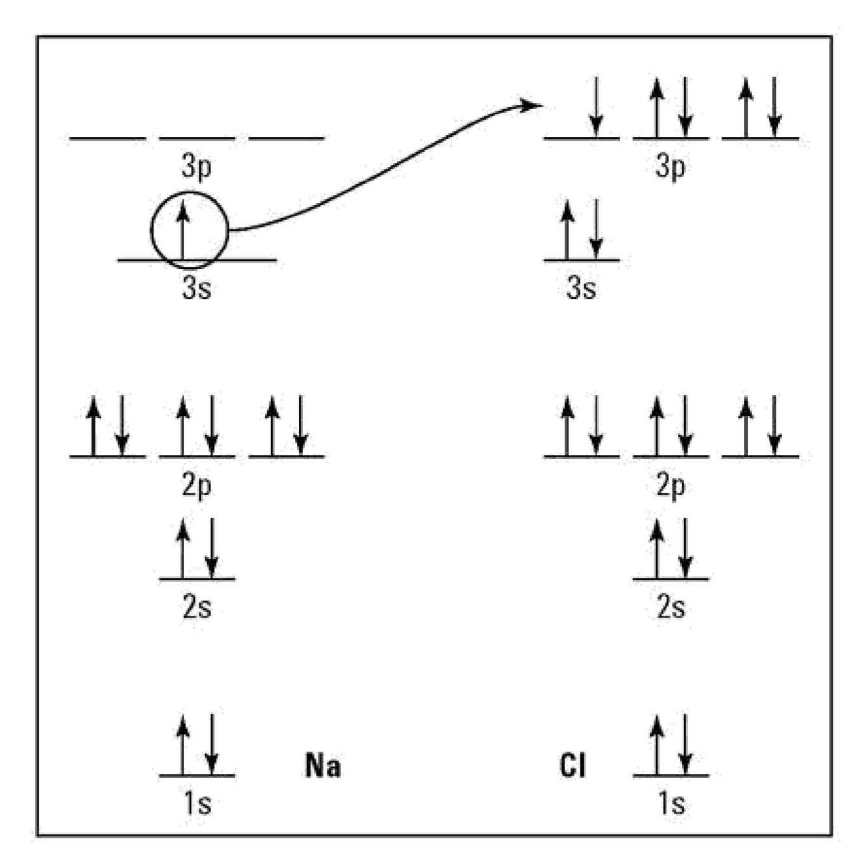


Figura 13-1:
Diagramas de niveles de energía del sodio y el cloro.

CONSEJO

En lugar de usar el aparatoso diagrama de niveles de energía para representar la distribución de electrones dentro de un átomo, puedes usar la configuración electrónica. (Para tener la información completa sobre configuraciones electrónicas, consulta el capítulo 4.) Escribe, por orden, los niveles de energía que se están usando, los tipos orbitales (s, p, d, etcétera) y, en superíndice, el número de electrones de cada orbital. Estas son las configuraciones electrónicas del sodio y el cloro:

Sodio (Na)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
Cloro (Cl)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

En qué consiste la reacción

Los gases nobles son los elementos VIIIA de la tabla periódica. Son muy poco reactivos porque todos los niveles de valencia del átomo (el nivel más exterior) están llenos. La consecución de un nivel de energía de valencia lleno (completo) es

la gran aspiración de la naturaleza en lo que a reacciones químicas se refiere, porque es entonces cuando los elementos se vuelven estables, o *no reactivos*. Ni pierden ni ganan ni intercambian electrones.

El resto de los elementos pertenecientes a los grupos A de la tabla periódica, sí ganan, pierden o intercambian electrones de valencia para llenar su nivel energético de valencia y volverse estables. Como este proceso, en la mayoría de los casos, implica completar los orbitales más exteriores, s y p, a veces se le llama *regla del octeto*, porque los elementos ganan, pierden o intercambian electrones para conseguir un octeto completo (ocho electrones de valencia: dos en el orbital s y seis en el orbital p).

El papel del sodio

El sodio tiene un electrón de valencia; según la regla del octeto, cuenta con dos posibilidades para volverse estable: puede adquirir 7 electrones más para llenar el nivel de energía 3, o puede perder el electrón 3s para convertir el nivel de energía 2 (que ya está lleno con 8 electrones) en su nivel energético de valencia. En general, puede darse la pérdida o adquisición de 1, 2 o, a veces, incluso 3 electrones, pero por lo común los elementos no pierden ni ganan más de 3 electrones. Así que para conseguir estabilidad, el sodio pierde su electrón 3s. En ese instante, tiene 11 protones (11 cargas positivas) y 10 electrones (10 cargas negativas). El átomo de sodio que antes era neutro, ahora cuenta con una carga positiva igual a la unidad [11(+) más 10(–) da 1+]. Se ha convertido en un ion, un átomo con carga eléctrica debido a la pérdida o adquisición de electrones. Y los iones con carga positiva (como el sodio) debido a la pérdida de electrones se denominan *cationes*. La configuración electrónica del catión sodio se puede escribir así:

Na^+ $1s^2 2s^2 2p^6$

El ion (catión) sodio tiene la misma configuración electrónica que el neón, así que es isoelectrónico con el neón. Entonces, ¿se ha convertido el sodio en neón al perder un electrón? No. El sodio sigue teniendo 11 protones y el número de protones determina la identidad del elemento.

El átomo de sodio neutro y el catión sodio se diferencian en un electrón. Además, tienen una reactividad diferente y también son distintos en cuanto a tamaño. El catión es más pequeño. El nivel de energía más exterior determina el tamaño de un átomo o ion (o, en este caso, catión). Como el sodio pierde un nivel entero de energía para pasar de átomo a catión, el catión se hace más pequeño.

El papel del cloro

El cloro tiene 7 electrones de valencia. Para completar su octeto, debe perder los 7 electrones del nivel energético 3 o ganar 1 en ese nivel. Como lo habitual es que los elementos no pierdan ni ganen más de 3 electrones, el cloro debe adquirir 1 electrón para llenar el nivel de energía 3. Entonces, el cloro cuenta con 17 protones (17 cargas positivas) y 18 electrones (18 cargas negativas). Así que el cloro se convierte en un ion con una carga negativa igual a la unidad (Cl^-). El átomo de cloro neutro se convierte en el ion cloro. Los iones con una carga negativa debido a la adquisición de electrones se denominan *aniones*. La configuración electrónica del anión cloro es:

Cl^- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

El anión cloro es isoelectrónico con el argón. El anión cloro también es ligeramente más grande que el átomo de cloro neutro. Para completar el octeto, el electrón adquirido fue a parar al nivel energético 3, pero ahora hay 17 protones que atraen 18 electrones. La fuerza de atracción de cada electrón se ha reducido levemente y los electrones tienen libertad para desplazarse un poco hacia fuera, lo que torna el anión un poco más grande.

RECUERDA

En general, un catión es más pequeño que su átomo correspondiente y un anión es un poquito mayor.

Al final hay enlace

El sodio puede conseguir su octeto completo y estabilidad mediante la pérdida de un electrón. El cloro puede llenar su octeto adquiriendo un electrón. Si ambos se encuentran dentro del mismo recipiente, entonces el electrón que pierde el sodio puede ser el que gane el cloro. Este proceso se ilustra en la figura 13-1, donde se indica que el electrón 3s del sodio se transfiere al orbital 3p del cloro.

La transferencia de un electrón crea iones (cationes, de carga positiva, y aniones, de carga negativa) y las cargas eléctricas opuestas se atraen entre sí. El catión Na^+ atrae el anión Cl^- y forma el compuesto NaCl, o sal común. Este es un ejemplo de enlace iónico, que es un enlace químico (una fuerza de atracción fuerte que mantiene unidos dos elementos químicos) procedente de la atracción electrostática (atracción de cargas eléctricas opuestas) entre cationes y aniones.

Los compuestos que tienen enlaces iónicos suelen llamarse *sales*. En el caso del cloruro sódico, se forma un cristal en el que cada catión de sodio está rodeado por seis aniones de cloro distintos y cada anión de cloro está rodeado por seis cationes de sodio distintos. La estructura cristalina se muestra en la figura 13-2.

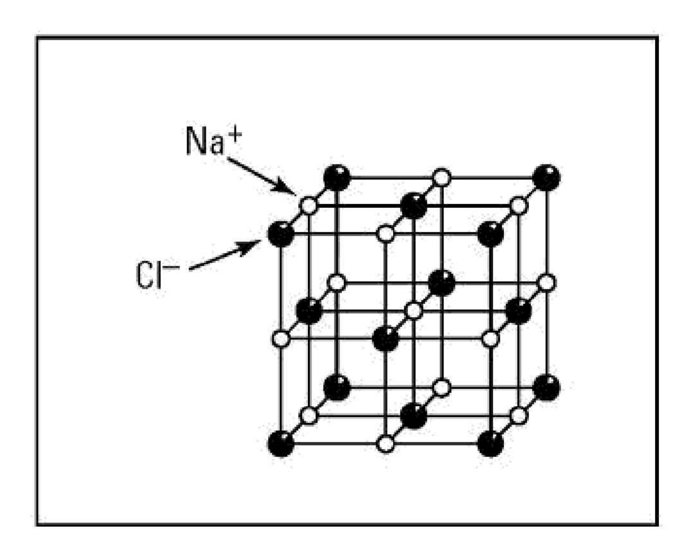


Figura 13-2:
Estructura cristalina del cloruro de sodio.

Fíjate en que se trata de una estructura regular y repetitiva. Los diferentes tipos de sales tienen estructuras cristalinas distintas. Los cationes y aniones pueden tener más de una unidad de carga positiva o negativa si pierden o ganan más de un electrón. De este modo pueden formarse muchos tipos diferentes de sales.

El enlace iónico, el enlace que mantiene unidos los cationes y aniones en una sal, es uno de los dos tipos principales de enlaces químicos. El otro tipo, el enlace covalente, se describe en el capítulo 14. Un buen conocimiento de los conceptos implicados en los enlaces iónicos facilita mucho la comprensión de los enlaces covalentes.

Identificación de iones positivos y negativos: cationes y aniones

El proceso básico que tiene lugar durante la obtención del cloruro sódico también se da cuando se forman otras sales. Un metal pierde electrones y un no metal gana esos mismos electrones. Se forman cationes y aniones, y la atracción electrostática entre los positivos y los negativos une las partículas y crea el compuesto iónico.



Un metal reacciona con un no metal para crear un enlace iónico.

A menudo se puede determinar la carga que suele tener un ion mediante la posición que ocupa el elemento en la tabla periódica. Por ejemplo, todos los metales alcalinos (los elementos del grupo IA) pierden un solo electrón para formar un catión con una carga 1+. De la misma manera, los metales alcalinotérreos (elementos IIA) pierden dos electrones para formar un catión 2+. El aluminio, perteneciente al grupo IIIA, pierde tres electrones para formar un catión 3+.

Siguiendo el mismo razonamiento, todos los halógenos (grupo VIIA) tienen siete electrones de valencia. Todos los halógenos ganan un único electrón para llenar su nivel energético de valencia; y todos ellos forman un anión con una carga negativa igual a la unidad. Los elementos del grupo VIA ganan dos electrones para formar aniones con una carga 2– y los elementos VA ganan tres electrones para formar aniones con una carga 3–.

La tabla 13-1 muestra el grupo, el elemento, el nombre del ion y su símbolo en el caso de algunos cationes monoatómicos (un solo átomo) comunes. Por su parte la tabla 13-2 da la misma información sobre algunos aniones monoatómicos comunes.

Tabla 13-1: Algunos cationes monoatómicos comunes

Grupo	*Elemento*	*Nombre del ion*	*Símbolo del ion*
IA	litio	catión litio	Li^{+}
	sodio	catión sodio	Na^{+}
	potasio	catión potasio	K^{+}
IIA	berilio	catión berilio	Be^{2+}
	magnesio	catión magnesio	Mg^{2+}
	calcio	catión calcio	Ca^{2+}
	estroncio	catión estroncio	Sr^{2+}
	bario	catión bario	Ba^{2+}
IB	plata	catión plata	Ag^{+}
IIB	cinc	catión cinc	Zn^{2+}
IIIA	aluminio	catión aluminio	Al^{3+}

Tabla 13-2: Algunos aniones monoatómicos comunes

Grupo	*Elemento*	*Nombre del ion*	*Símbolo del ion*
VA	nitrógeno	anión nitruro	N^{3-}
	fósforo	anión fosfuro	P^{3-}
VIA	oxígeno	anión óxido	O^{2-}
	azufre	anión sulfuro	S^{2-}
VIIA	flúor	anión fluoruro	F^{-}
	cloro	anión cloruro	Cl^{-}
	bromo	anión bromuro	Br^{-}
	yodo	anión yoduro	I^{-}

RECUERDA

Es más difícil determinar el número de electrones que pierden los miembros de los metales de transición (los grupos B). De hecho, muchos de estos elementos pierden una cantidad variable de electrones, lo que les permite formar dos o más cationes de diversas cargas eléctricas.

A veces a la carga eléctrica que adquiere un átomo se la llama su *estado de oxidación*. Muchos de los iones de los metales de transición tienen diversos estados de oxidación. La tabla 13-3 muestra algunos metales de transición comunes que cuentan con más de un estado de oxidación.

Tabla 13-3: Algunos metales comunes con más de un estado de oxidación

Grupo	*Elemento*	*Nombre del ion*	*Símbolo del ion*
VIB	cromo	de cromo(II) o cromoso	Cr^{2+}
		de cromo(III) o crómico	Cr^{3+}
VIIB	manganeso	de manganeso(II) o manganoso	Mn^{2+}
		de manganeso(III) o mangánico	Mn^{3+}
VIIIB	hierro	de hierro(II) o ferroso	Fe^{2+}
		de hierro(III) o férrico	Fe^{3+}
	cobalto	de cobalto(II) o cobaltoso	Co^{2+}
		de cobalto(III) o cobáltico	Co^{3+}
IB	cobre	de cobre(I) o cuproso	Cu^{+}
		de cobre(II) o cúprico	Cu^{2+}
IIB	mercurio	de mercurio(I) o mercurioso	Hg_2^{2+}
		de mercurio(II) o mercúrico	Hg^{2+}
IVA	estaño	de estaño(II) o estañoso	Sn^{2+}
		de estaño(IV) o estáñico	Sn^{4+}
	plomo	de plomo(II) o plumboso	Pb^{2+}
		de plomo(IV) o plúmbico	Pb^{4+}

Fíjate en que estos cationes pueden tener más de un nombre. La manera actual de nombrar los iones consiste en usar el nombre del metal, por ejemplo, cromo, seguido por la carga iónica escrita en forma de numeral romano entre paréntesis, por ejemplo (II). La manera antigua de nombrar iones usa las terminaciones *-oso* e *-ico*. Cuando un elemento tiene más de un ion (el cromo, por ejemplo), el estado de oxidación más bajo (con menor carga numérica, con independencia de si es positiva o negativa) termina en *-oso*, mientras que el ion con el estado de oxidación más alto (con mayor carga numérica) acaba en *-ico*. Así que en el caso del cromo, el ion Cr^{2+} se denomina cromoso y el ion Cr^{3+} se denomina crómico. (Consulta el apartado titulado "Nomenclatura de compuestos iónicos", más adelante en este mismo capítulo, para conocer más detalles sobre cómo nombrar iones.)

Iones poliatómicos

Los iones no siempre son monoatómicos, compuestos por un solo átomo. También pueden ser poliatómicos, compuestos por un conjunto de átomos. Por ejemplo, en la tabla 13-3, ¿ves algo raro en el ion mercurio (I)? Su símbolo, Hg_2^{2+}, presenta dos átomos de mercurio enlazados entre sí. Este grupo tiene una carga 2+, de forma que cada catión de mercurio posee una carga 1+. El ion mercurioso se clasifica como ion poliatómico.

Los iones poliatómicos se tratan igual que los monoatómicos (consulta el apartado "Nomenclatura de compuestos iónicos", más adelante en este capítulo). La tabla 13-4 relaciona algunos iones poliatómicos relevantes. Muchos de los compuestos que te encontrarás en química contienen iones poliatómicos.

Tabla 13-4: Algunos iones poliatómicos relevantes

Nombre del ion	*Símbolo del ion*
sulfato	SO_4^{2-}
sulfito	SO_3^{2-}
nitrato	NO_3^-
nitrito	NO_2^-
hipoclorito	ClO^-
clorito	ClO_2^-
clorato	ClO_2^-
perclorato	ClO_4^-
acetato	$C_2H_3O_2^-$
cromato	CrO_4^{2-}
dicromato	$Cr_2O_7^{2-}$
arsenato	AsO_4^{3-}
fosfato de hidrógeno	HPO_4^{2-}
fosfato de dihidrógeno	HP_2O^-
bicarbonato o carbonato de hidrógeno	HCO_3^-
bisulfato o sulfato de hidrógeno	HSO_4^-
mercurio (I)	Hg_4^{2+}
amonio	NH_4^+
fosfato	PO_4^{3-}
carbonato	CO^{2-}

carbonato	CO_3^{2-}
permanganato	MnO_4^-
cianuro	CN^-
cianato	OCN^-
tiocianato	SCN^-
oxalato	$C_2O_4^{2-}$
tiosulfato	$S_2O_3^{2-}$
hidróxido	OH^-
arseniato	AsO_3^{3-}
peróxido	O_2^{2-}

El símbolo del ion sulfato, SO_4^{2-}, indica que tiene enlazados un átomo de azufre y cuatro átomos de oxígeno y que el conjunto del ion poliatómico posee dos electrones adicionales.

Uniones de iones: compuestos iónicos

Cuando se forma un compuesto iónico, el catión y el anión se atraen entre sí y forman una sal (consulta el apartado previo de este mismo capítulo titulado “Enlaces iónicos mágicos: sodio + cloro = sal común”). Un detalle importante que conviene recordar es que el compuesto tiene que ser neutro; es decir, tiene que tener igual número de cargas eléctricas positivas y negativas. En los siguientes apartados te enseñaré a componer la fórmula de un compuesto iónico tan solo a partir de las configuraciones electrónicas o de las cargas de los cationes y aniones.

Junta magnesio con bromo

Imagina que quieres conocer la fórmula o composición del compuesto resultante de la reacción entre el magnesio y el bromo. Coloca en primer lugar un átomo junto al otro, con el metal en la izquierda, y después suma sus cargas. La figura 13-3 ilustra este proceso. (Olvídate por ahora de las líneas cruzadas. Bueno, si sientes mucha curiosidad, mira el próximo apartado.)

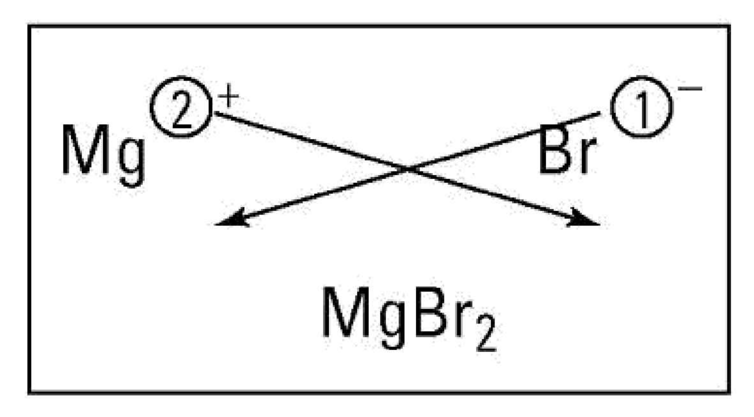


Figura 13-3:
Cómo calcular la fórmula del bromuro de magnesio.

Las configuraciones electrónicas del magnesio y el bromo son:

Magnesio (Mg)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
Bromo (Br)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

El magnesio, un metal alcalinotérreo, tiene dos electrones de valencia que pierde para formar un catión con una carga 2^+. La configuración electrónica del catión magnesio es:

Mg^{2+} $1s^2 2s^2 2p^6$

El bromo, un halógeno, tiene siete electrones de valencia, así que gana uno para completar su octeto (8 electrones de valencia) y forma el anión bromuro con una carga 1−. La configuración electrónica del anión bromuro es:

Br^{1-} $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

Fíjate en que si el anión solo tiene 1 unidad de carga, ya sea positiva o negativa, no hay que escribir el 1; basta con usar el signo positivo o negativo, ya que el 1 se sobrentiende. Sin embargo, con el ejemplo del ion bromuro, he usado el 1.

El compuesto ha de ser neutro; tiene que tener la misma cantidad de cargas positivas y negativas de manera que, en conjunto, su carga eléctrica valga cero. El ion magnesio tiene una carga 2+, así que necesita 2 aniones bromuro, cada uno con una sola carga negativa, para contrarrestar las 2 cargas positivas del magnesio. Por tanto, la fórmula del compuesto que resulta de la reacción entre el magnesio y el bromo es $MgBr_2$.

Aplica la regla cruzada

Una forma rápida de hallar la fórmula de un compuesto iónico consiste en usar la *regla cruzada*. La regla cruzada usa las cargas iónicas de los iones para componer la fórmula del compuesto iónico. No funciona siempre, pero es un buen sistema para comprobar el resultado obtenido con el método anterior.

Usa la figura 13-3 como ejemplo para aplicar esta regla. Toma el valor numérico de superíndice del ion metal (olvídate del signo de la carga) y colócalo en la parte inferior derecha del símbolo del no metal (como subíndice). A continuación toma el valor numérico del superíndice del no metal y colócalo como subíndice del metal. (Fíjate en que si el valor numérico es 1, se sobrentiende y no es necesario escribirlo.) Así que, en este ejemplo, el 2 del magnesio se convierte en subíndice del bromo y el 1 del bromo pasa a ser subíndice del magnesio (solo que como es 1, no es necesario ponerlo); así se obtiene la fórmula $MgBr_2$.

Entonces, ¿qué pasa si haces reaccionar aluminio con oxígeno? La figura 13-4 muestra cómo usar la regla cruzada con esa reacción.

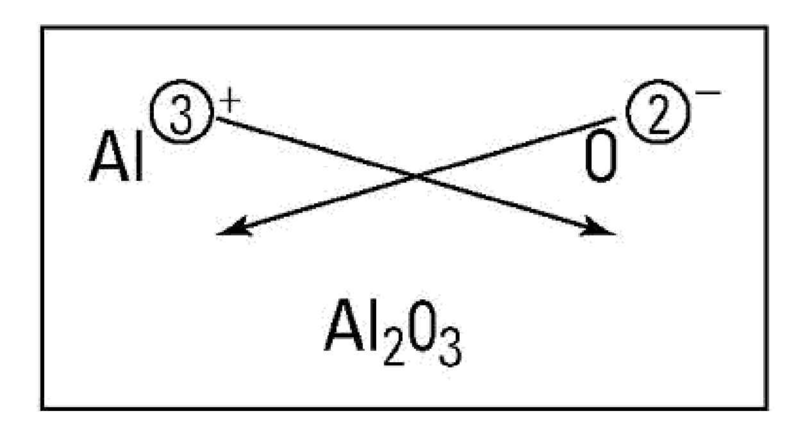


Figura 13-4:
Obtención de la fórmula del óxido de aluminio.

Los compuestos en los que intervienen iones poliatómicos funcionan exactamente igual. Por poner un ejemplo, observa el compuesto formado por el catión amonio (NH_4^+) y el anión sulfuro (S^{2-}):

$(NH_4)_2S$

Fíjate en que, como se necesitan 2 iones amonio (2 cargas positivas) para contrarrestar las 2 cargas negativas del ion sulfuro, el ion amonio se coloca entre paréntesis y se le añade un 2 como subíndice.

¡ADVERTENCIA!

La regla cruzada funciona muy bien, pero hay que tener cuidado si ambos iones portan el mismo número como superíndice. Imagina que quieres escribir el compuesto que se forma cuando el magnesio reacciona con oxígeno. El magnesio, un metal alcalinotérreo, forma un catión 2+ y el oxígeno forma un anión 2–. Así que cabría inferir que la fórmula es:

Mg_2O_2

Pero esta fórmula es incorrecta. Tras usar la regla cruzada, hay que reducir al mínimo todos los subíndices dividiéndolos entre un factor común, siempre que se pueda. En este caso, dividirías cada subíndice entre 2 y obtendrías la fórmula correcta:

MgO

Nomenclatura de compuestos iónicos

Para nombrar compuestos inorgánicos, hay que escribir primero el nombre del no metal y después el del metal, en el orden contrario al que se escriben en la fórmula química. Imagina, por ejemplo, que necesitas nombrar el Li_2S, el compuesto que se obtiene de la reacción entre el litio y el azufre. Primero escribirás el nombre del no metal seguido por la terminación *-uro*. Como el azufre es uno de los elementos de la tabla periódica que retoman su raíz latina (le pasa a varios), se convierte en *sulfuro*. Y a continuación escribirás el nombre del metal, litio, precedido de la preposición *de*.

Li_2S sulfuro de litio

Los compuestos iónicos formados por iones poliatómicos siguen la misma regla básica: se escribe en primer lugar el nombre del no metal (con los aniones poliatómicos no es necesario añadir la terminación *-uro*) seguido por el nombre del metal.

$(NH_4)_2CO_3$	carbonato de amonio
K_3PO_4	fosfato de potasio

Cuando el metal en cuestión es un metal de transición con más de un estado de oxidación (si no tienes claro este asunto, vuelve al apartado anterior a este, titulado “Identificación de iones positivos y negativos: cationes y aniones”), el compuesto tiene más de un nombre correcto. Por ejemplo, imagina que quieres nombrar el compuesto formado entre el catión Fe^{3+} y el ion cianuro, CN^-. El método más extendido consiste en usar el nombre del metal seguido por la carga iónica entre paréntesis y expresada en números romanos: hierro (III). Pero un método antiguo que aún se usa en ocasiones (así que conviene conocerlo) utiliza las terminaciones *-ico* y *-oso*. El ion con el estado de oxidación más bajo (con menor carga numérica, con independencia de si es positiva o negativa) recibe el sufijo *-oso* y el ion con el estado de oxidación más elevado (con mayor carga numérica) porta la terminación *-ico*; por tanto, como el Fe^{3+} tiene un estado de oxidación mayor que el Fe^{2+}, se denomina ion férrico, de manera que el compuesto del ejemplo podría denominarse:

$Fe(CN)_3$ cianuro de hierro (III) o cianuro férrico

Para terminar, para los compuestos acabados en *-ico* se acepta también la forma con la preposición *de*: cianuro de hierro, en este caso. A veces resulta un tanto complicado (y divertido) inferir la carga de un ion, así que ahora quiero enseñarte a nombrar el compuesto $FeNH_4(SO_4)_2$.

En la tabla 13-4 se ve que el ion sulfato tiene una carga 2– y en la fórmula se aprecia que hay dos de ellas. Por consiguiente, tienes un total de cuatro cargas negativas. La tabla 13-4 también indica que el ion amonio tiene una carga 1+, así que esto te permite calcular la carga del catión hierro.

Ion	***Carga***
Fe	?
NH_4	1+
$(SO_4)_2$	(2–)

Como tienes 4– para los sulfatos y 1+ para el amonio, el hierro tiene que tener 3+ para que el compuesto sea neutro. Así que el hierro está en el estado de oxidación hierro (III), o férrico. Ahora puedes llamar al compuesto:

$FeNH_4(SO_4)_2$ sulfato amónico de hierro(III) o sulfato amónico férrico (o sulfato amónico de hierro)

Por último, si tienes el nombre, puedes inferir la fórmula y la carga eléctrica de los iones. Por ejemplo, supón que te hablan del óxido cuproso. Sabes que el ion cuproso es Cu^{+} y que el ion óxido es O^{2-}. Si aplicas la regla cruzada, obtienes la siguiente fórmula:

óxido cuproso Cu_2O

Comparativa entre electrolitos y no electrolitos

Cuando un compuesto iónico, como el cloruro sódico, se introduce en agua, las moléculas de agua atraen tanto los cationes como los aniones del cristal (el cristal aparece ilustrado en la figura 13-2) y los obligan a disolverse. (En el capítulo 14 conocerás a fondo las moléculas de agua y entenderás por qué atraen los iones de NaCl.) Los cationes y aniones se reparten así por toda la disolución. Las sustancias que conducen la electricidad cuando están fundidas o disueltas en agua se denominan *electrolitos*. Las sustancias que no conducen la electricidad al hallarse en esos estados se denominan *no electrolitos*.

Estos iones se pueden detectar mediante un instrumento llamado *medidor de conductividad*. Estos aparatos miden si las disoluciones acuosas de diversas sustancias conducen la electricidad. Se componen de una bombilla unida a dos electrodos; la bombilla está conectada a una toma eléctrica, pero no se enciende hasta que algún tipo de conductor (una sustancia capaz de transmitir electricidad) complete el circuito entre los electrodos. (Un dedo también completaría el circuito, así que este experimento debe hacerse con sumo cuidado. Si no pones atención, puedes tener una experiencia ¡electrizante!)

Al introducir los electrodos en agua pura, no pasa nada, porque no hay ningún conductor entre los electrodos. El agua pura es una sustancia no conductora. Pero si introduces los electrodos en una disolución de cloruro sódico, la bombilla se enciende, porque los iones conducen la electricidad (transportan los electrones) de un electrodo al otro.

De hecho, en realidad ni siquiera se necesita agua. Si fundieras cloruro sódico puro (¡necesitarías un montón de calor!) e introdujeras en él los electrodos, descubrirías que la sal común fundida también conduce la electricidad. En su estado fundido, los iones de cloruro sódico tienen libertad de movimientos y transportan electrones, igual que les ocurre en la disolución de agua salada.

El hecho de saber si una sustancia es un electrolito o no electrolito da muchas

pistas sobre el tipo de enlaces de un compuesto. Las sustancias con enlaces iónicos actúan como electrolitos. Pero los compuestos con enlaces covalentes (consulta el capítulo 14), donde no hay iones, suelen ser no electrolitos. El azúcar de mesa, la sacarosa, es un buen ejemplo de no electrolito: puedes disolver azúcar en agua o fundirla, pero no tendrá conductividad, ya que no hay iones que transfieran los electrones. Sin embargo, tal como descubrirás en el capítulo 14, hay algunos compuestos covalentes que se ionizan (producen iones) al ponerlos en agua.

Capítulo 14

Intercambia con alegría: enlaces covalentes

En este capítulo

- Echa una ojeada a los enlaces covalentes
- Pon nombre a los compuestos covalentes
- Descubre los distintos tipos de fórmulas químicas
- Introdúcete en los enlaces covalentes polares y la electronegatividad

A veces cuando cocino vivo momentos de exaltación de la química y me da por leer los ingredientes que aparecen en las etiquetas de los alimentos. Suelo encontrarme con un montón de sales, como el cloruro sódico, y muchos otros compuestos, como el nitrato potásico, formados por enlaces iónicos (si no sabes qué son, ve al capítulo 13). Pero también me encuentro con muchos compuestos que no están formados por enlaces iónicos, como el azúcar.

Si un compuesto no se mantiene unido mediante enlaces iónicos, ¿qué lo mantiene unido? ¿Qué es lo que mantiene unido el azúcar, el vinagre o el ADN? En este capítulo conocerás otra gran clase de enlaces: los enlaces covalentes. Adquirirás los fundamentos de un compuesto covalente muy simple, el hidrógeno, y te enterarás de algunas curiosidades sobre uno de los compuestos covalentes más extraños que existen: el agua.

Fundamentos de los enlaces covalentes

Un enlace iónico es un enlace químico surgido de la transferencia de electrones de un metal a un no metal, lo que da lugar a la formación de iones con carga eléctrica opuesta (cationes —con carga positiva— y aniones —de carga negativa—) y a la atracción entre dichos iones de cargas opuestas. El objetivo que impulsa todo este proceso consiste en completar un nivel de energía de valencia, en completar el octeto del átomo. (Si no dominas este asunto, tienes una explicación más completa de este concepto en el capítulo 13.)

Pero existen muchos otros compuestos cuya formación no implica transporte de electrones. El objetivo impulsor sigue siendo el mismo: completar un nivel de energía de valencia; pero en lugar de lograrlo ganando o cediendo electrones, los átomos de estos compuestos los comparten. En eso se basan los *enlaces covalentes*. Los siguientes apartados brindan más información sobre los enlaces covalentes.

El ejemplo del hidrógeno

El hidrógeno es el primer elemento de la tabla periódica (está en el extremo superior izquierdo). El hidrógeno en la naturaleza no suele estar formado por un solo átomo, sino que se encuentra, sobre todo, como H_2, un elemento diatómico (de dos átomos); dando un paso más, diré que como una molécula es una combinación de dos o más átomos, el H_2 se denomina *molécula diatómica*.

El hidrógeno tiene un electrón de valencia. Le encantaría conseguir otro electrón para llenar su nivel de energía 1s, lo que lo haría isoelectrónico con el helio (porque ambos tendrían la misma configuración electrónica), el gas noble más próximo. El nivel de energía 1 solo puede tener dos electrones en el orbital 1s, así que la adquisición de otro electrón lo llena. El hidrógeno aspira a llenar el nivel de energía de valencia y a conseguir la misma disposición electrónica que el gas noble más cercano.

Imagina que un átomo de hidrógeno transfiere su único electrón a otro átomo de hidrógeno. El átomo de hidrógeno receptor del electrón llena su envoltura de valencia y se vuelve estable al convertirse en un anión (H^-). En cambio, el otro átomo de hidrógeno no tiene ahora ningún electrón (H^+) y se aparta de la estabilidad. Pero este proceso de cesión y ganancia de electrones no puede darse, ya que ambos átomos aspiran a completar su nivel energético de valencia. Así que el compuesto H_2 no puede resultar de la cesión o adquisición

de electrones. Lo que sí puede ocurrir es que ambos átomos compartan electrones. En el nivel atómico, esta situación se representa mediante la superposición de los orbitales electrónicos (a veces llamados *nubes de electrones*). Los dos electrones (uno de cada átomo de hidrógeno) "pertenecen" a ambos átomos. Cada átomo de hidrógeno nota el efecto de los dos electrones; cada uno de ellos ha llenado, en cierto modo, su nivel energético de valencia. Se forma un enlace covalente (un enlace químico surgido cuando dos átomos comparten uno o más pares de electrones). El solapamiento de los orbitales electrónicos y el par de electrones compartido aparecen representados en la figura 14-1a.

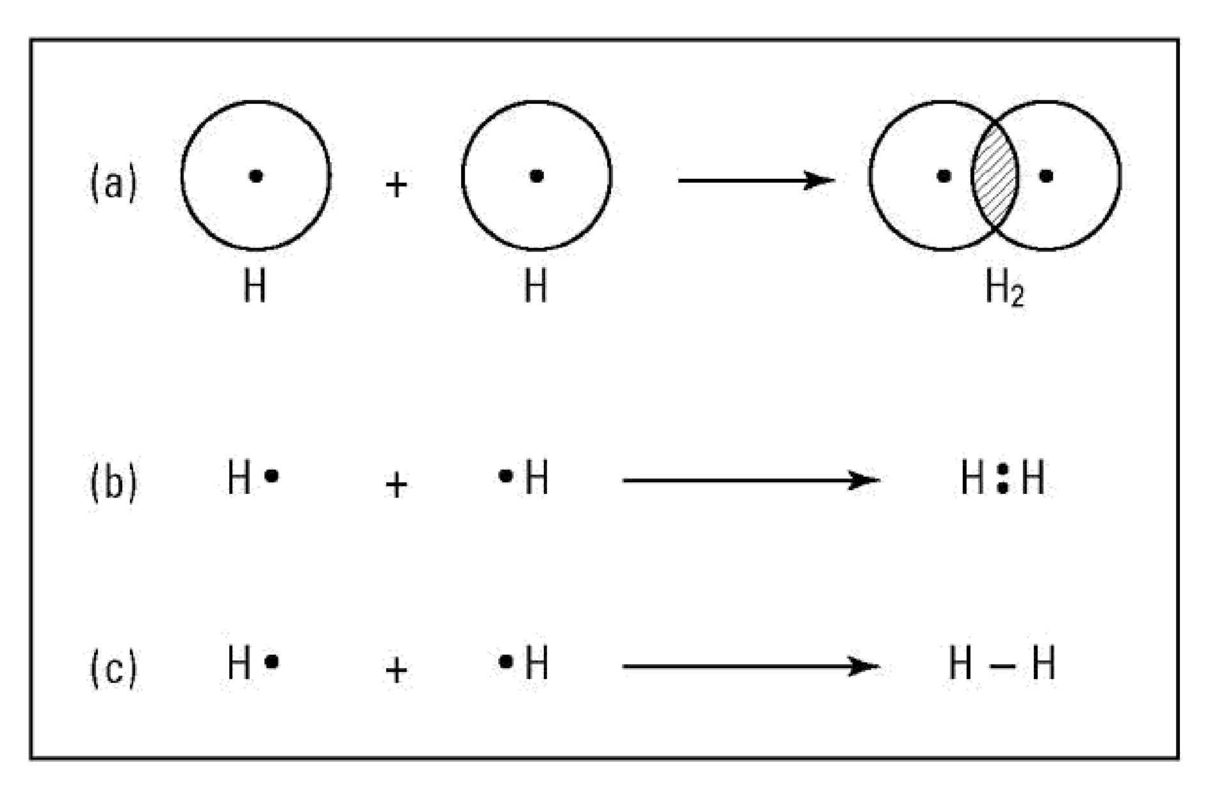


Figura 14-1:
La formación de un enlace covalente en el hidrógeno.

Otra manera de representar este proceso es mediante una *fórmula estructural de puntos*. En este tipo de diagrama, los electrones de valencia se representan como puntos alrededor del símbolo atómico y los electrones compartidos se colocan entre los dos átomos implicados en el enlace covalente. La representación del H_2 en diagrama de puntos aparece en la figura 14-1b.

Por lo general, yo uso una ligera variante de este diagrama de puntos: la *fórmula estructural de Lewis*, que viene a ser igual que la fórmula estructural de puntos, solo que el par compartido de electrones (el enlace covalente) se representa mediante una raya o guion. La fórmula estructural de Lewis del

hidrógeno diatómico se muestra en la figura 14-1c. (Consulta el apartado "Fórmula estructural: añade la forma de los enlaces", para saber cómo se escriben las fórmulas estructurales de Lewis de los compuestos covalentes.)

Además del hidrógeno, en la naturaleza hay otros seis elementos en forma diatómica: oxígeno (O_2), nitrógeno (N_2), flúor (F_2), cloro (Cl_2), bromo (Br_2) y yodo (I_2). Así que, cuando hablo del gas oxígeno o del bromo líquido, hablo del elemento diatómico (la molécula diatómica).

Otro ejemplo con el que se puede emplear la fórmula de puntos para representar el par de electrones compartidos lo ofrece el bromo (Br_2), que pertenece a la familia halógena (observa la figura 14-2). Los dos átomos halógenos, cada uno con siete electrones de valencia, comparten un par de electrones y llenan así su octeto.

Figura 14-2:
Formación del enlace covalente de Br_2.

Comparación de enlaces covalentes con otros enlaces

Los enlaces iónicos se establecen entre un metal y un no metal. En cambio, los enlaces covalentes se establecen entre dos no metales. Las propiedades de estos dos tipos de compuestos son distintas. Los compuestos iónicos suelen ser sólidos a temperatura ambiente, mientras que los compuestos con enlaces covalentes pueden ser sólidos, líquidos o gaseosos. Pero aún hay más. Los compuestos iónicos (sales) suelen tener un punto de fusión mucho más

elevado que los covalentes. Además, los compuestos iónicos son, por lo común, electrolitos, mientras que los covalentes suelen ser no electrolitos. (El capítulo 13 explica todo lo relacionado con enlaces iónicos, electrolitos y no electrolitos.) Sé lo que estás pensando: si los metales reaccionan con no metales para formar enlaces iónicos y los no metales reaccionan con otros no metales para formar enlaces covalentes, ¿se producen reacciones de metales con otros metales? La respuesta es sí y no.

En realidad los metales no reaccionan con otros metales para formar compuestos, sino que los metales se combinan y forman aleaciones, disoluciones de un metal en otro. Pero cuando se produce lo que llamamos un *enlace metálico*, que afecta tanto a las aleaciones como a los metales puros, los electrones de valencia de cada átomo del metal se donan a una nube de electrones, que suele denominarse *mar de electrones* y que se comparten entre todos los átomos del metal. Estos electrones de valencia se mueven libremente por toda la muestra en lugar de permanecer enlazados con fuerza a un núcleo metálico individual. La capacidad de los electrones de valencia para desplazarse por toda la muestra metálica explica por qué los metales son tan buenos conductores de la electricidad y el calor; asimismo es la responsable del brillo de los metales.

Los enlaces múltiples

Los enlaces covalentes comparten uno o más pares de electrones. En el hidrógeno y la mayoría del resto de las moléculas diatómicas, solo se comparte un par de electrones. Pero en muchos casos de enlaces covalentes se comparte más de un par de electrones. En este apartado vas a ver un ejemplo de molécula en la que se comparte más de un par de electrones.

Se necesita energía para romper un enlace covalente. La resistencia que opone un enlace a la rotura es su *fuerza de enlace*. En general, se necesita más energía para romper un enlace doble que para romper uno simple si intervienen los mismos elementos. Por ejemplo, un enlace doble carbono-carbono (se comparten dos pares de electrones) tiene una fuerza de enlace mayor (se necesita más energía para romper el enlace) que un enlace simple carbono-carbono. El enlace doble no es el doble de fuerte que el simple, pero su fuerza es considerablemente mayor; y un enlace triple es todavía más fuerte. También se observa que la longitud de los enlaces múltiples es menor (la distancia entre los núcleos de los átomos enlazados) que la de los enlaces simples; los enlaces dobles son más cortos que los enlaces simples, y los

enlaces triples son más cortos que los dobles.

El nitrógeno (N_2) es una molécula diatómica del grupo VA de la tabla periódica, lo que significa que tiene cinco electrones de valencia (consulta el capítulo 5 para conocer las familias de la tabla periódica). Así que el nitrógeno necesita tres electrones de valencia más para completar su octeto. Un átomo de nitrógeno puede llenar su octeto compartiendo tres electrones con otro átomo de nitrógeno, lo que da lugar a tres enlaces covalentes, un enlace triple. La formación del enlace triple de nitrógeno se ilustra en la figura 14-3.

Un enlace triple no es tres veces más fuerte que un enlace simple, pero sigue siendo un enlace muy robusto. De hecho, el enlace triple del nitrógeno es uno de los enlaces más fuertes que se conocen. Esa fuerza del enlace es lo que hace que el gas nitrógeno sea tan estable y resistente a reaccionar con otros elementos químicos. También explica por qué contienen nitrógeno muchos compuestos explosivos (como el TNT y el nitrato de amonio). Cuando estos compuestos se descomponen durante una reacción química, se forma gas nitrógeno (N_2) y se libera gran cantidad de energía.

Figura 14-3:
Formación de enlace triple en N_2.

El dióxido de carbono (CO_2) es otro ejemplo de compuesto que contiene un enlace múltiple. El carbono puede reaccionar con el oxígeno para formar dióxido de carbono. El carbono tiene cuatro electrones de valencia y el oxígeno, seis. El carbono puede compartir dos de sus electrones de valencia con cada uno de los átomos de oxígeno, lo que da lugar a dos enlaces dobles. Estos enlaces dobles se muestran en la figura 14-4.

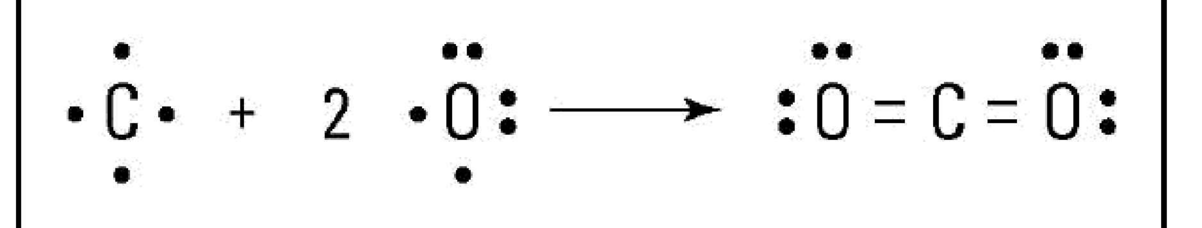


Figura 14-4:
Formación del dióxido de carbono.

¡No existen las moléculas de sal!

Una molécula es un compuesto formado por enlaces covalentes. Decir que el cloruro sódico, que tiene enlaces iónicos, es una molécula no es correcto en sentido estricto, pero muchos químicos (y estudiantes de química) lo hacen y se entienden. El error viene a ser equivalente a usar el cuchillo equivocado en una comida formal. Habrá quien se dé cuenta, pero la mayoría de las personas no repararán en la torpeza o no le darán importancia. Aun así, solo para aclararlo, debes saber que el término correcto para nombrar compuestos iónicos es *unidad fórmula*.

Nomenclatura de compuestos con enlaces binarios covalentes

Los compuestos binarios están formados por tan solo dos elementos, como el dióxido de carbono (CO_2). A los nombres de los compuestos binarios se les anteponen prefijos para indicar el número de átomos que portan de cada no metal, así que es importante saber reconocer compuestos binarios y aplicar bien las reglas para nombrarlos. La tabla 14-1 relaciona los prefijos más comunes para nombrar compuestos covalentes binarios.

Tabla 14-1. Prefijos comunes para compuestos covalentes binarios

Número de átomos	*Prefijo*
1	mono-
2	di-
3	tri-
4	tetra-
5	penta-
6	hexa-
7	hepta-
8	octa-
9	nona-
10	deca-

En general, el prefijo *mono-* rara vez se utiliza. El monóxido de carbono es uno de los pocos compuestos que lo usa.

Echa una ojeada a los siguientes ejemplos para ver cómo se usan los prefijos a la hora de nombrar compuestos covalentes binarios (los prefijos están resaltados en negrita):

CO_2	**di**óxido de carbono
P_4O_{10}	**deca**óxido de tetrafósforo
SO_3	**tri**óxido de azufre
N_2O_4	**tetra**óxido de dinitrógeno

Este método de nomenclatura solo se usa con compuestos binarios no metálicos, con una salvedad: MnO_2 suele denominarse dióxido de manganeso.

Aprende muchas fórmulas en un instante

En el capítulo 13 te enseño a prever la fórmula de un compuesto iónico, basada en la pérdida y adquisición de electrones, para conseguir una configuración de gas noble. (Por ejemplo, si haces reaccionar Ca con Cl, puedes prever la fórmula de la sal resultante: $CaCl_2$.) En realidad no se puede hacer lo mismo

con compuestos covalentes, ya que pueden combinarse de muchas maneras y pueden formarse muchos compuestos covalentes distintos.

La mayoría de las veces es necesario conocer la fórmula de la molécula que se está analizando. Pero puedes tener muchos tipos diferentes de fórmulas y cada una te dará una cantidad de información ligeramente distinta. ¡Oh, qué bien! Pero no te preocupes. En los siguientes apartados encontrarás información sobre lo que necesitas saber sobre las fórmulas para facilitarte esa predicción.

Fórmula empírica: solo los elementos

La *fórmula empírica* indica los distintos tipos de elementos que porta una molécula y la fracción de números enteros más baja de cada tipo de átomo en la molécula. Por ejemplo, imagina que tienes un compuesto con la fórmula empírica C_2H_6O. El compuesto porta tres clases diferentes de átomos, C, H y O, y ya se encuentran en la fracción de números enteros más baja posible, que es 2 C, 6 H y 1 O. Así que la fórmula real (llamada *fórmula molecular* o *verdadera*) podrá ser C_2H_6O, $C_4H_{12}O_2$, $C_6H_{18}O_3$, $C_8H_{24}O_4$, o cualquier otro múltiplo de 2:6:1.

Fórmula molecular o verdadera: dentro de los números

La *fórmula molecular* o *fórmula verdadera* muestra el tipo de átomos del compuesto y la cantidad real de cada átomo. Así, por ejemplo, a partir de ella se puede determinar que la fórmula empírica de C_2H_6O también es la fórmula molecular, lo que significa que el compuesto está formado, en realidad, por dos átomos de carbono, seis de hidrógeno y un átomo de oxígeno.

En el caso de los compuestos iónicos, esta fórmula basta para identificar por completo el compuesto, pero no es suficiente para reconocer compuestos covalentes. Observa las fórmulas de Lewis que se muestran en la figura 14-5. Ambos compuestos tienen la fórmula molecular C_2H_6O, pero no son lo mismo.

Simplifícate la vida

Un montón de moléculas cumplen la regla del octeto: cada átomo del compuesto acaba reuniendo un octeto completo de ocho electrones que llenan su nivel de energía de valencia. Sin embargo, como casi todas las reglas, la del octeto también tiene sus

excepciones. Algunas moléculas estables tienen átomos con solo 6 electrones y otras tienen 10 o 12. Echa un vistazo al capítulo 15 para ver algunos ejemplos concretos de compuestos que no siguen la regla del octeto. La mayor parte de este libro se centra en situaciones en las que se cumple la regla del octeto.

Me gusta hacer las cosas lo más simples posible. Las fórmulas de puntos se usan bastante en química orgánica para explicar por qué ciertos compuestos reaccionan de la forma en que lo hacen; constituyen el primer paso para determinar la geometría molecular de un compuesto (que se describe en el capítulo 15).

Dimetil éter

Alcohol etílico

Figura 14-5:
Dos posibles compuestos de C_2H_6O.

Los dos compuestos de la figura 14-5 portan dos átomos de carbono, seis átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno. La diferencia estriba en la forma en que se han enlazado los átomos, o en qué va enlazado con qué, y esos detalles los convierten en compuestos completamente distintos, con dos conjuntos de características diferentes en su totalidad. El compuesto de la izquierda se llama dimetil éter, se utiliza en algunos aparatos de refrigeración y es altamente inflamable. El compuesto de la derecha es alcohol etílico, la variedad de alcohol bebible. El hecho de conocer la fórmula molecular no basta para distinguir ambos compuestos. ¿Te imaginas que vas a un restaurante, pides una copa de C_2H_6O y te dan dimetil éter en lugar de vino?

RECUERDA

Los compuestos con la misma fórmula molecular pero distintas

estructuras se denominan *isómeros* entre sí. Para identificar el compuesto covalente exacto, necesitas la fórmula estructural, que es el asunto del apartado siguiente.

Fórmula estructural: añade la forma de los enlaces

Para escribir una fórmula que represente el compuesto exacto en el que estás pensando, a menudo hay que escribir la fórmula estructural en lugar de la fórmula molecular. La *fórmula estructural* muestra los elementos del compuesto, la cantidad exacta de cada átomo del compuesto y la forma de los enlaces para crear ese compuesto. La fórmula, o diagrama, de puntos y la fórmula, o estructura, de Lewis constituyen ejemplos de fórmulas estructurales.

Escribe el diagrama de puntos del agua

Los siguientes pasos explican cómo se escribe la fórmula o el diagrama de puntos de una molécula simple, la del agua, e indican las distintas pautas y reglas que debes seguir:

1. **Escribe la estructura esquemática que refleje un patrón de enlaces razonable usando tan solo los símbolos de los elementos.**

   La estructura esquemática solo contiene los símbolos atómicos, sin los electrones de valencia. La mayoría de los átomos están enlazados a un único átomo. Ese átomo se denomina *átomo central*. El hidrógeno y los halógenos muy rara vez son átomos centrales. El carbono, el silicio, el nitrógeno, el fósforo, el oxígeno y el azufre siempre son buenos candidatos a serlo, porque forman más de un enlace covalente para llenar su nivel energético de valencia. En el caso del agua, H_2O, el oxígeno conforma el elemento central y los dos átomos de hidrógeno están enlazados a él. Los enlaces tienen esta forma:

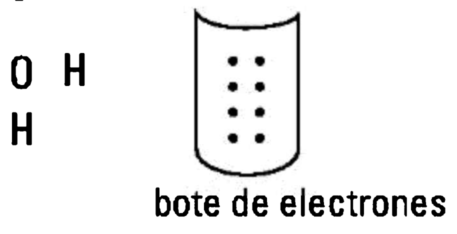
   O H
H

   Los átomos de hidrógeno pueden moverse a su antojo alrededor del oxígeno. He colocado los átomos de hidrógeno formando un ángulo de 90° entre sí, pero, en realidad, ese detalle no tiene importancia para escribir las fórmulas de puntos (o de Lewis).

2. **Reúne todos los electrones de valencia de todos los átomos y**

mételos dentro de un bote de electrones.

Cada átomo de hidrógeno tiene 1 electrón y el átomo de oxígeno tiene 6 electrones de valencia (grupo VIA), así que tendrás 8 electrones dentro del bote. Usa esos electrones para establecer los enlaces necesarios y completar el octeto de cada átomo.



3. **Usa la ecuación *N*–*A* = *S* para calcular la cantidad de enlaces que hay en esta molécula. En esa ecuación:**

- *N* equivale a la suma del número de electrones de valencia que necesita cada átomo. N solo tiene dos valores posibles: 2 u 8. Si el átomo es de hidrógeno, vale 2; si es de cualquier otra cosa, vale 8.
- *A* es el número de electrones de valencia que tienes dentro del bote; es decir, la suma de todos los electrones de valencia con que cuenta cada átomo. Si persigues la estructura de un ion, sumarás un electrón por cada unidad de carga negativa si se trata de un anión o restarás un electrón por cada unidad de carga positiva si se trata de un catión.
- *S* se corresponde con el número de electrones compartidos en la molécula. Y si divides *S* entre 2, obtienes el número de enlaces covalentes que porta la molécula.

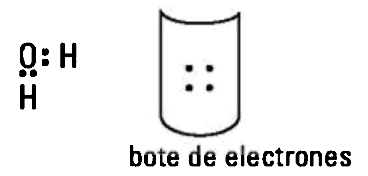
Por tanto, en el caso del agua:

- $N = 8 + 2(2) = 12$ (8 electrones de valencia para el átomo de oxígeno, más 2 por cada uno de los dos átomos de hidrógeno).
- $A = 6 + 2(1) = 8$ (6 electrones de valencia para el átomo de oxígeno, más 1 por cada uno de los dos átomos de hidrógeno).
- $S = 12 - 8 = 4$ (los cuatro electrones que se comparten en el agua) y $S/2 = 4/2 = 2$ enlaces.

Ahora ya sabes que las moléculas de agua tienen dos enlaces (dos pares de electrones compartidos).

4. **Distribuye los electrones del bote de electrones para formar los enlaces.**

Usas 4 electrones de los 8 que hay dentro del bote, lo que te deja con 4 para repartir más adelante. Al menos un enlace tiene que unir el átomo central con los átomos que hay a su alrededor.



5. **Reparte el resto de electrones (normalmente pares) de forma que cada átomo consiga completar su octeto de electrones.**

   Recuerda que el hidrógeno solo necesita 2 electrones para llenar su nivel energético de valencia. En este caso, cada átomo de hidrógeno tiene 2 electrones, pero el átomo de oxígeno solo tiene cuatro electrones, así que los 4 electrones que quedan tienen que situarse alrededor del oxígeno, lo que vacía por completo el bote de los electrones. La fórmula de puntos del agua terminada se muestra en la figura 14-6.

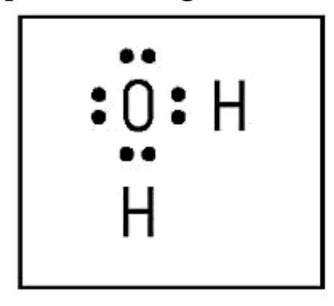


Figura 14-6:
Fórmula o diagrama de puntos de H_2O.

RECUERDA

Observa que esa fórmula estructural muestra, en realidad, dos tipos de electrones: *electrones enlazantes*, los que se comparten entre dos átomos, y *electrones no enlazantes*, que son los que no están compartidos. Los 4 últimos electrones (2 pares de electrones) que colocaste alrededor del oxígeno no son compartidos, de modo que son electrones no enlazantes.

Escribe la fórmula o estructura de Lewis del agua

Para obtener la fórmula de Lewis del agua, basta con reemplazar cada par de electrones enlazantes de la fórmula anterior por guiones o rayas. Esa fórmula estructural es la que puedes ver en la figura 14-7.

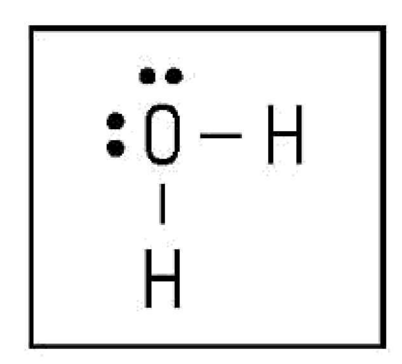


Figura 14-7:
La fórmula o estructura de Lewis de H_2O.

Escribe la fórmula de Lewis del C_2H_4O

Veamos ahora un ejemplo más complicado de una fórmula de Lewis: C_2H_4O. Este compuesto tiene el siguiente esquema:

```
   H
H  C  C  O
   H  H
```

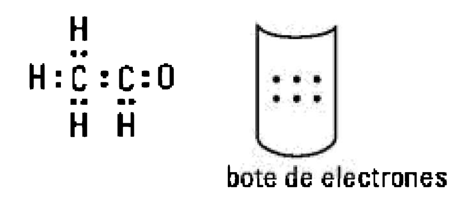
bote de electrones

Fíjate en que el compuesto no tiene 1 sino 2 átomos centrales: los 2 átomos de carbono. Puedes introducir 18 electrones de valencia en el bote de los electrones: 4 por cada átomo de carbono, 1 por cada átomo de hidrógeno y 6 por el átomo de oxígeno.

Ahora aplica la ecuación $N-A = S$:

> $N = 2(8) + 4(2) + 8 = 32$ (2 átomos de carbono con 8 electrones de valencia cada uno, más 4 átomos de hidrógeno con 2 electrones de valencia cada uno, más 1 átomo de oxígeno con 8 electrones de valencia)
> $A = 2(4) + 4(1) + 6 = 18$ (4 electrones por cada uno de los 2 átomos de carbono, más 1 electrón por cada uno de los 4 átomos de hidrógeno, más 6 electrones de valencia para el átomo de oxígeno)
> $S = 32 - 18 = 14$; $S/2 = 14/2 = 7$ enlaces

Incorpora enlaces simples entre los átomos de carbono y los átomos de hidrógeno, entre los 2 átomos de carbono, y entre el átomo de carbono y el átomo de oxígeno. Eso crea 6 de los 7 enlaces.



El séptimo enlace solo puede colocarse en un lugar, que es entre el átomo de carbono y el átomo de oxígeno. No puede situarse entre un átomo de carbono y uno de hidrógeno porque superaría el cupo de electrones para el nivel energético de valencia del hidrógeno. Y tampoco puede estar entre los dos átomos de carbono porque dotaría al carbono de la izquierda de 10 electrones en lugar de 8. Así que tiene que haber un enlace doble entre el átomo de carbono y el átomo de oxígeno. Los 4 electrones sobrantes del bote deben repartirse alrededor del átomo de oxígeno, porque todos los demás átomos han completado su octeto. Puedes ver la fórmula de puntos en la figura 14-8.

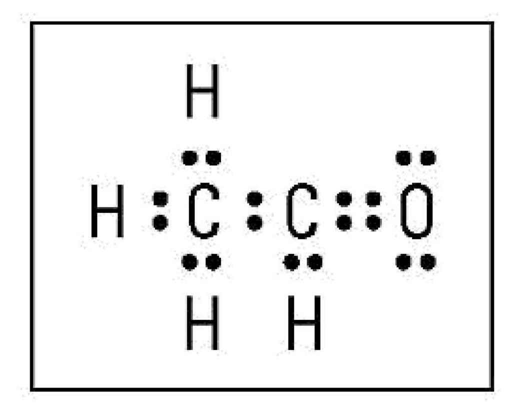


Figura 14-8:
Fórmula o diagrama de puntos del C_2H_4O.

Si conviertes los pares enlazantes en rayas, tendrás la fórmula de Lewis del C_2H_4O, tal como se muestra en la figura 14-9.

Figura 14-9:

Fórmula de Lewis para el C_2H_4O.

Me gusta la fórmula de Lewis porque permite dar un montón de información sin necesidad de escribir tantos puntitos, aunque sigue siendo bastante aparatosa. A veces los químicos (que son, en general, un pelín perezosos) usan fórmulas estructurales condensadas para mostrar patrones de enlaces. La fórmula de Lewis se puede condensar omitiendo los electrones no enlazantes y agrupando átomos, o bien omitiendo ciertas rayas o guiones (enlaces covalentes). La figura 14-10 ilustra un par de fórmulas condensadas del C_2H_4O.

$$CH_3-CH=O$$

$$CH_3CHO$$

Figura 14-10:
Fórmulas estructurales condensadas del C_2H_4O.

Pares de electrones compartidos: a veces por igual y otras no

Una de mis frases favoritas de *Rebelión en la granja* es: “Todos los animales son iguales, pero unos lo son más que otros”. Lo mismo sucede con los enlaces covalentes: comparten pares de electrones, pero no siempre por igual.

Cuando un átomo de cloro establece un enlace covalente con otro átomo de cloro, el par de electrones se comparte por igual. La densidad electrónica que comprende el enlace covalente se sitúa a medio camino entre ambos átomos. Cada átomo atrae ambos electrones del enlace por igual porque cada núcleo tiene la misma cantidad de protones.

Pero ¿qué ocurre cuando los dos átomos implicados en un enlace no son iguales? Los dos núcleos de carga positiva tienen distintas fuerzas de atracción; “tiran” del par de electrones con distinta intensidad. El resultado final es que el par de electrones se desvía hacia uno de los átomos. Pero la

cuestión es: ¿hacia cuál de los dos átomos se desplaza el par de electrones? La electronegatividad tiene la respuesta.

Atracción de electrones: electronegatividades

La *electronegatividad* es la fuerza que tiene un átomo para atraer hacia sí un par de electrones enlazantes. Cuanto más valor tiene la electronegatividad, mayor es la fuerza del átomo para atraer un par de electrones enlazantes. La figura 14-11 muestra los valores de electronegatividad de los diversos elementos debajo de cada símbolo de esos elementos en la tabla periódica. Fíjate en que, salvo unas pocas excepciones, la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha en los períodos y desciende de arriba abajo en los grupos.

RECUERDA

La electronegatividad es útil porque da información sobre qué pasará con el par de electrones enlazantes cuando se enlazan dos átomos. En esencia pueden formarse tres tipos de enlaces.

- **Enlace covalente apolar.** Este enlace tiene un par de electrones compartido por igual. Tendrás un enlace covalente apolar siempre que los dos átomos implicados en el enlace sean iguales; o siempre que su diferencia en cuanto a electronegatividad sea muy pequeña. Por ejemplo, observa la molécula Cl_2. La electronegatividad del cloro vale 3,0, tal como se ve en la figura 14-11. Cada átomo de cloro atrae los electrones enlazantes con una fuerza de 3,0. Como ejercen una atracción idéntica, el par de electrones enlazante se comparte por igual entre los dos átomos de cloro y se sitúa justo en el medio de ambos.
- **Enlace covalente polar.** El par de electrones de este enlace se desplaza hacia uno de los átomos. El átomo que atrae con más fuerza el par de electrones enlazantes es ligeramente más negativo, mientras que el otro átomo es ligeramente más positivo. Cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad, más negativos y positivos se vuelven los átomos.

  Considera el cloruro de hidrógeno (HCl). El hidrógeno tiene una electronegatividad de 2,1, mientras que la del cloro es 3,0. El par de electrones que enlaza el HCl se desplaza hacia el átomo de cloro porque su electronegatividad es mayor. Consulta el próximo apartado para tener más información sobre este tipo de enlaces.

- ✔ **Enlace iónico.** En este caso, los electrones enlazantes se apartan por completo de uno de los átomos y se forman iones. Observa ahora un caso en el que la electronegatividad de los dos átomos es muy diferente, como el cloruro de sodio (NaCl). El cloruro sódico se forma mediante enlace iónico (consulta el capítulo 13 para saber más sobre enlaces iónicos). Un electrón se transfiere desde el sodio al cloro. La electronegatividad del sodio vale 1,0 y la del cloro vale 3,0. Hay una diferencia de electronegatividad de 2,0 (3,0-1,0), lo que vuelve muy, muy polar el enlace entre ambos átomos. De hecho, la diferencia de electronegatividad ofrece otra manera de predecir la clase de enlace que se formará entre dos elementos.

Decreciente ↓

Creciente →

4 Be 1,5											5 B 2,0	6 C 2,5	7 N 3,0	8 O 3,5	9 F 4,0
12 Mg 1,2											13 Al 1,5	14 Si 1,8	15 P 2,1	16 S 2,5	17 Cl 3,0
20 Ca 1,0	21 Sc 1,3	22 Ti 1,5	23 V 1,6	24 Cr 1,6	25 Mn 1,5	26 Fe 1,8	27 Co 1,9	28 Ni 1,9	29 Cu 1,9	30 Zn 1,6	31 Ga 1,6	32 Ge 1,8	33 As 2,0	34 Se 2,4	35 Br 2,8
38 Sr 1,0	39 Y 1,2	40 Zr 1,4	41 Nb 1,6	42 Mo 1,8	43 Tc 1,9	44 Ru 2,2	45 Rh 2,2	46 Pd 2,2	47 Ag 1,9	48 Cd 1,7	49 In 1,7	50 Sn 1,8	51 Sb 1,9	52 Te 2,1	53 I 2,5
56 Ba 0,9	57 La 1,1	72 Hf 1,3	73 Ta 1,5	74 W 1,7	75 Re 1,9	76 Os 2,2	77 Ir 2,2	78 Pt 2,2	79 Au 2,4	80 Hg 1,9	81 Tl 1,8	82 Pb 1,9	83 Bi 1,9	84 Po 2,0	85 At 2,2
88 Ra 0,9	89 Ac 1,1														

Electronegatividad de los elementos

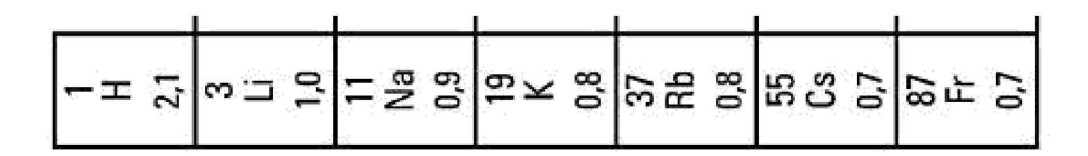


Figura 14-11:
Electronegatividad de los elementos.

La siguiente tabla descompone estos tres tipos de enlaces que se forman y muestra su diferencia de electronegatividad:

Diferencia de electronegatividad	*Tipo de enlace formado*
0,0-0,2	Covalente apolar
0,3-1,4	Covalente polar
> 1,5	Iónico

La existencia de un enlace covalente polar en una molécula puede tener efectos considerables en las propiedades de la sustancia.

Enlaces covalentes polares

Si los dos átomos implicados en el enlace covalente no son iguales, el par de electrones del enlace es atraído hacia uno de los átomos, el cual adquiere una carga un poco (parcialmente) negativa, mientras que el otro átomo adopta una carga parcialmente positiva. En muchos casos, la molécula tiene entonces un extremo positivo y otro negativo, y se la puede denominar *dipolo* (piensa en un imán). La figura 14-12 muestra un par de ejemplos de moléculas donde se han formado dipolos. (La letra griega delta minúscula que acompaña a las cargas indica que se trata de cargas parciales.)

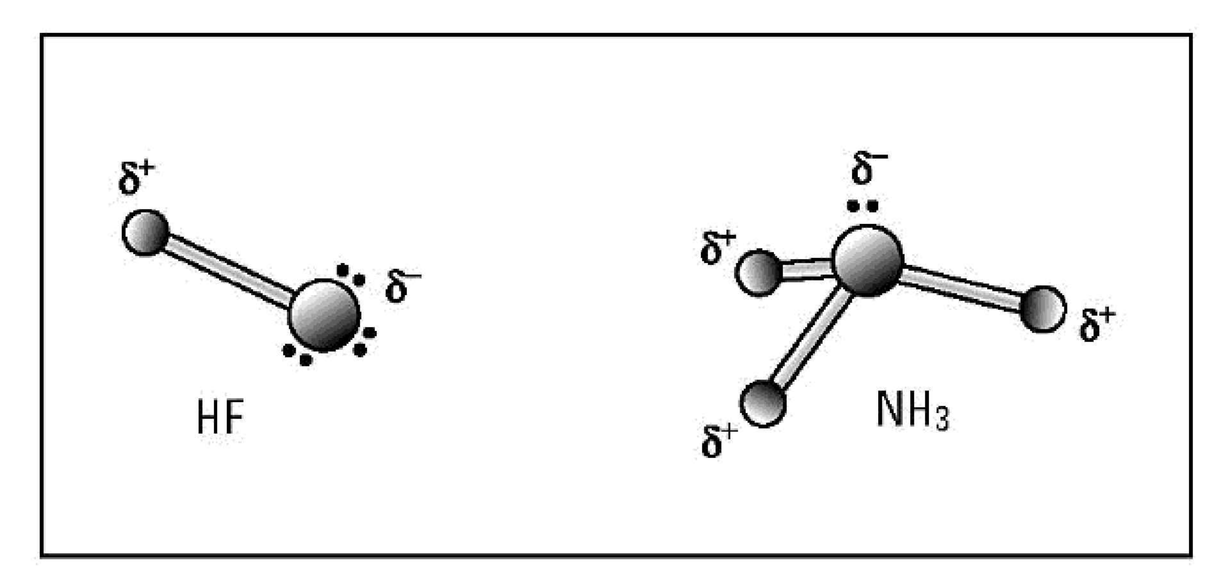


Figura 14-12:
Enlace covalente polar en HF y NH_3.

En el floruro de hidrógeno (HF), el par de electrones enlazante se ve impelido mucho más cerca del átomo de flúor que del átomo de hidrógeno, así que el extremo del flúor adquiere una carga parcial negativa, mientras que el extremo del hidrógeno adquiere una carga parcial positiva. Lo mismo sucede en el amoníaco (NH_3): el nitrógeno tiene mayor electronegatividad que el hidrógeno, así que los pares enlazantes de electrones se ven más atraídos hacia él que hacia los átomos de hidrógeno. El átomo de nitrógeno adopta una carga parcial negativa y los átomos de hidrógeno, una carga parcial positiva.

La existencia de un enlace covalente polar explica por qué algunas sustancias actúan como lo hacen en una reacción química: al tener este tipo de molécula un extremo positivo y uno negativo, puede atraer el extremo de otra molécula de carga eléctrica opuesta.

Además, este tipo de molécula puede funcionar como un electrolito débil, ya que un enlace covalente polar permite a la sustancia actuar como un conductor. Así que si quieres que un material actúe como un buen aislante (algo que sirva para separar conductores), debes buscar un material con un enlace covalente polar lo más débil posible.

Y ¿qué hay del agua?: una molécula rara donde las haya

El agua (H_2O) tiene ciertas propiedades químicas y físicas extrañas. Puede existir en los tres estados de la materia al mismo tiempo. Imagina que te das

un baño caliente (en agua líquida) mientras observas el vapor (gas) ascender desde la superficie al tiempo que disfrutas de un refresco servido en un vaso lleno de cubitos de hielo (sólido). Pocas sustancias químicas pueden existir en esos tres estados físicos dentro de un rango de temperaturas tan reducido.

¡Y todos esos cubitos de hielo flotan! En estado sólido, las partículas de la materia suelen encontrarse mucho más apretadas entre sí de lo que están en su estado líquido. Así que si colocas un sólido dentro de su líquido correspondiente, se hunde, pero no ocurre así con el agua. En estado sólido es menos densa que en estado líquido, así que flota. Imagina qué pasaría si el hielo se hundiera. En invierno, los lagos se congelarían y el hielo caería hasta el fondo, lo que volvería a dejar agua expuesta al entorno que también se congelaría y se hundiría, y así sucesivamente hasta que todo el lago se convirtiera en un bloque de hielo sólido. Eso destruiría toda la vida acuática del lago en cuestión de segundos. Por suerte, en lugar de eso, lo que pasa es que el hielo flota y aísla el agua que queda debajo, lo que sirve de protección a la vida acuática. Y el punto de ebullición del agua es excepcionalmente elevado. Otros compuestos con un peso parecido al del agua tienen un punto de ebullición mucho más bajo.

Otra característica única del agua es su capacidad para disolver una variedad inmensa de sustancias químicas. Disuelve sales y otros compuestos iónicos, así como compuestos covalentes polares, como alcoholes y ácidos orgánicos. De hecho, el agua se considera un disolvente universal, porque es capaz de disolver muchas cosas. Asimismo puede absorber gran cantidad de calor, lo que permite que las grandes masas de agua contribuyan a templar la temperatura de la Tierra.

El agua tiene muchas propiedades inusuales debido a sus enlaces covalentes polares. El oxígeno tiene una electronegatividad mucho mayor que la del hidrógeno, así que los pares de electrones se desplazan mucho más cerca del átomo de oxígeno, lo que le confiere una carga parcial negativa. Por consiguiente, los dos átomos de hidrógeno adoptan una carga parcial positiva. Las cargas parciales de los átomos creadas por los enlaces covalentes polares del agua se muestran en la figura 14-13.

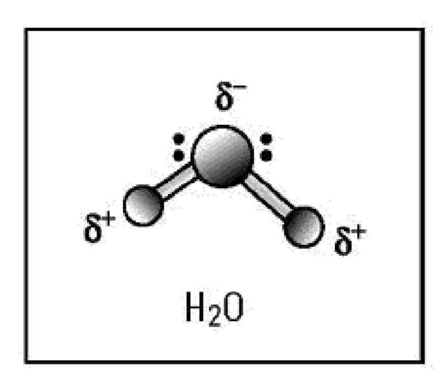


Figura 14-13:
Enlace covalente polar en el agua.

El agua es un dipolo y actúa como un imán, de forma que el extremo del oxígeno tiene una carga negativa y el extremo del hidrógeno tiene una carga positiva. Estos extremos con carga eléctrica pueden atraer otras moléculas de agua. El átomo de oxígeno con carga eléctrica parcial negativa de una molécula de agua puede atraer el átomo de hidrógeno con carga eléctrica parcial positiva de otra molécula de agua. Esta atracción entre las moléculas ocurre con frecuencia y es un tipo de *fuerza intermolecular* (fuerza entre moléculas diferentes).

Las fuerzas intermoleculares pueden ser de tres tipos distintos:

- **Fuerza de London.** Esta fuerza, también llamada *fuerza de dispersión*, es un tipo de atracción muy débil que suele darse entre moléculas covalentes apolares, como el nitrógeno (N_2), el hidrógeno (H_2) o el metano (CH_4). Resulta del flujo y reflujo de los orbitales electrónicos, lo que brinda una separación de cargas muy débil y muy efímera alrededor del enlace.
- **Interacción dipolo-dipolo.** Esta fuerza intermolecular aparece cuando el extremo positivo de una molécula dipolar es atraída hacia el extremo negativo de otra molécula dipolar. Es mucho más intensa que la fuerza de London, pero, aun así, es bastante débil.
- **Enlace de hidrógeno.** Este tercer tipo de interacción en realidad no es más que una interacción dipolo-dipolo extremadamente intensa que ocurre cuando un átomo de hidrógeno de una molécula está enlazado a uno de los tres elementos extremadamente electronegativos (O, N o F) de otra molécula. Estos tres elementos ejercen una atracción muy fuerte

> sobre el par de electrones enlazantes, así que los átomos implicados en el enlace adquieren gran cantidad de carga parcial. Este enlace resulta ser altamente polar; y a mayor polaridad, más efectivo es el enlace. Solo asciende a alrededor del 5 % de la fuerza de un enlace covalente ordinario, pero sigue siendo muy intenso para tratarse de una fuerza intermolecular. El enlace de hidrógeno es el tipo de interacción que actúa en el agua (mira la figura 14-14). Para obtener una información más completa sobre fuerzas intermoleculares, consulta el capítulo 17.

Las moléculas de agua se estabilizan con estos enlaces de hidrógeno, así que cuesta mucho descomponerlas (separarlas). Los enlaces de hidrógeno son los responsables del elevado punto de ebullición del agua y de su capacidad para absorber calor. Cuando el agua se congela, los enlaces de hidrógeno encierran el agua dentro de una red abierta que tiene un montón de espacio vacío. En el agua líquida, las moléculas pueden acercarse un poco más entre sí, pero cuando se forma agua sólida, los enlaces de hidrógeno crean una estructura que contiene huecos enormes. Tales huecos incrementan el volumen y reducen la densidad. Este proceso explica por qué el hielo es menos denso que el agua líquida (la razón de que el hielo flote). La estructura del hielo se ve en la figura 14-15, donde los enlaces de hidrógeno se indican mediante líneas punteadas.

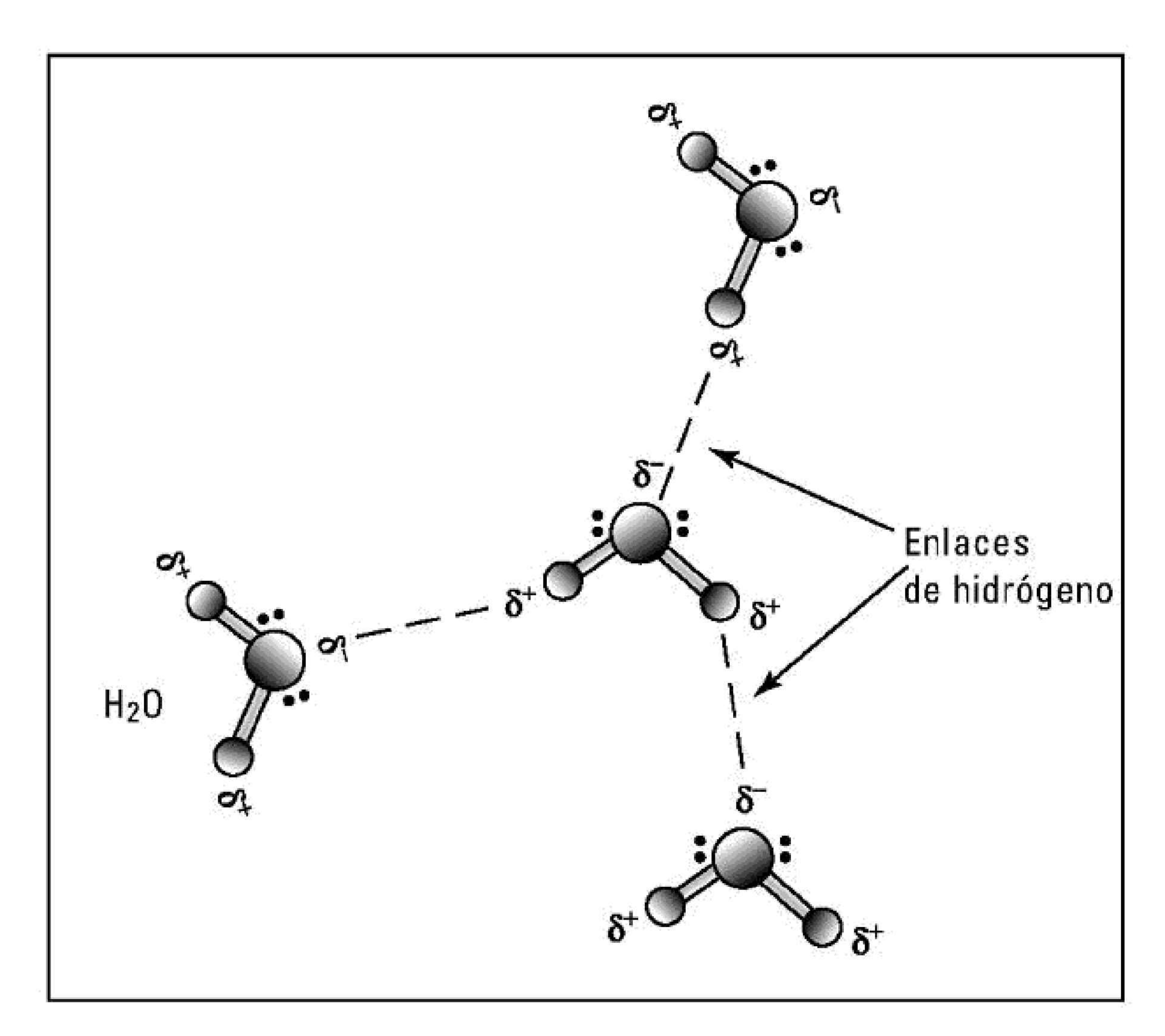


Figura 14-14:
Enlace de hidrógeno en el agua.

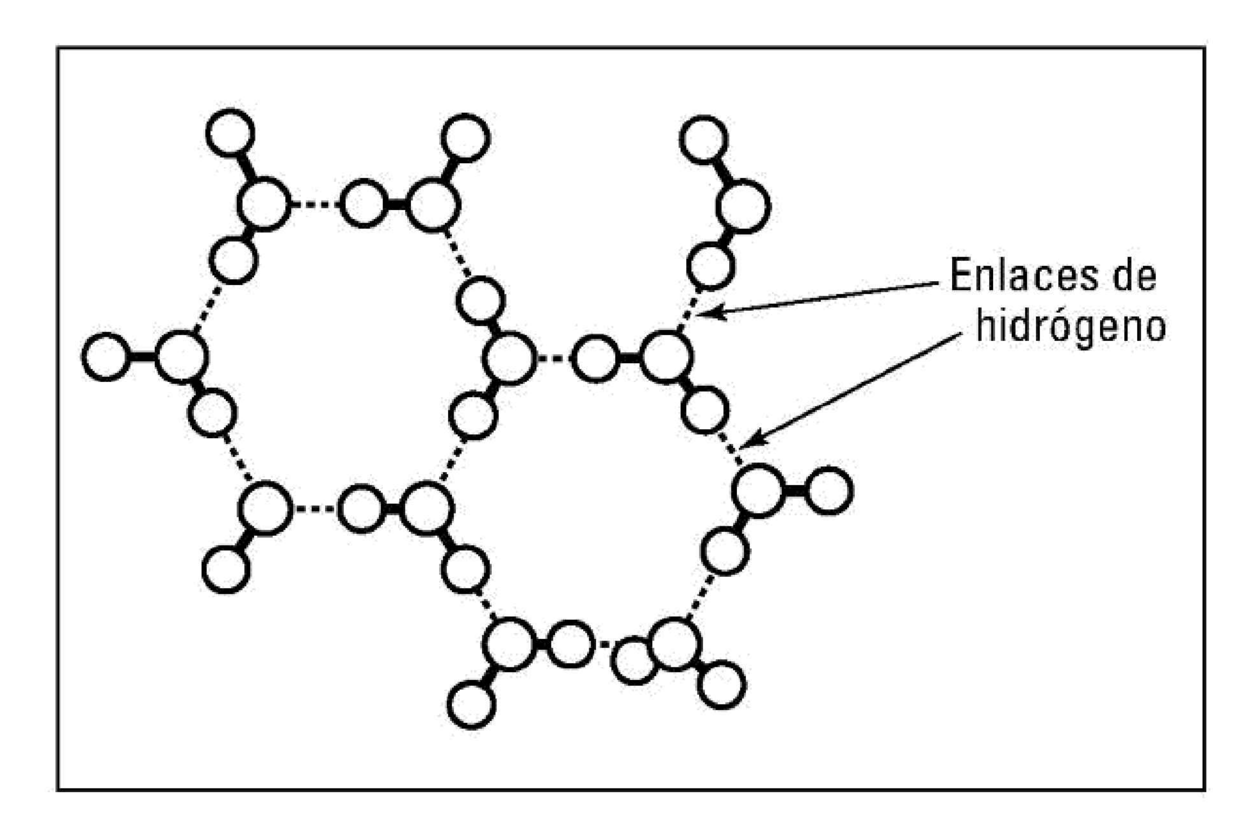


Figura 14-15:
Estructura del hielo.

Capítulo 15

¿Qué pinta tienen las moléculas en realidad? Geometría molecular e hibridación

En este capítulo

Valora la importancia de la forma

Ahonda en la geometría electrónica y molecular

Descubre qué revela la teoría del enlace de valencia sobre los enlaces covalentes

Conoce la teoría de orbitales moleculares

Los átomos se unen mediante enlaces iónicos o enlaces covalentes y así forman compuestos. Los compuestos iónicos se mantienen unidos en una especie de red cristalina. La forma de esa estructura se puede describir, pero no la de cada ion individual. En los enlaces covalentes, los átomos se combinan para formar moléculas, las cuales tienen una forma que se puede describir. Este capítulo trata sobre la descripción de la forma de las moléculas formadas mediante enlaces covalentes.

La forma de una molécula se puede predecir de dos maneras:

- ✔ **El método RPECV,** cuyas siglas significan 'repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia' y el método se basa en la estructura de Lewis de la molécula.
- ✔ **El método del enlace de valencia,** que se basa en la configuración electrónica del átomo central.

Y ¿por qué usamos dos métodos si ambos arrojan el mismo resultado? El método RPECV suele ser más sencillo de aplicar, pero el sistema del enlace de valencia permite determinar y explicar de forma lógica otras propiedades de las moléculas. En este capítulo vas a ver esos dos métodos para determinar la geometría de las moléculas, pero además te presento, por el mismo precio, la teoría de orbitales moleculares, que también se puede utilizar para predecir la forma de las moléculas.

La forma sí importa

La *forma* de una molécula (la orientación que adoptan en el espacio los átomos que la componen) puede condicionar gran parte de sus propiedades. Por ejemplo, la forma de muchas moléculas orgánicas determina si son reactivas en ciertas circunstancias. La forma es especialmente indicativa de la reactividad de las enzimas, catalizadores biológicos que hay en el cuerpo humano. Si se altera la forma de una enzima particular, queda inutilizada para contribuir a que se produzca una cierta reacción química. La forma también es importante en las moléculas complejas de los medicamentos; activa los fármacos, pero también conlleva efectos secundarios. Los próximos apartados analizan la importancia de la forma y la relevancia de la polaridad para la forma de una molécula.

Cárgate con la polaridad

Una de las consecuencias cruciales de la forma de una molécula es la *polaridad* (separación de carga) de la molécula. Algunas moléculas son *polares*: tienen regiones con carga eléctrica que pueden atraer regiones de otras moléculas con una carga opuesta. Otras moléculas son *apolares*: no portan regiones con carga eléctrica que puedan atraer otras moléculas. El hecho de que una molécula sea o no polar guarda relación con si hay separación de carga en los enlaces y también con la forma de la molécula. Puede haber enlaces polares, pero, si tienen una distribución simétrica dentro de la molécula, esta no será polar considerada globalmente.

RECUERDA

Una molécula polar tiene una carga parcial positiva en un extremo y una carga parcial negativa en el extremo opuesto. La carga parcial de una molécula atrae la carga parcial de otra. Esta atracción es menor que la atracción entre iones, porque estas moléculas solo cuentan con cargas parciales (ligeras).

Tal atracción, aun siendo menor que la que actúa entre los iones, es un factor relevante para las propiedades físicas de esas moléculas.

Para examinar un ejemplo de polaridad, empieza observando la figura 15-1, en la que puedes ver la estructura de Lewis de dos moléculas diatómicas: la de hidrógeno, H_2, y la del fluoruro de cloro, ClF. (La estructura de Lewis es una manera de representar la fórmula estructural de una molécula; si no te suena, consulta el capítulo 14.)

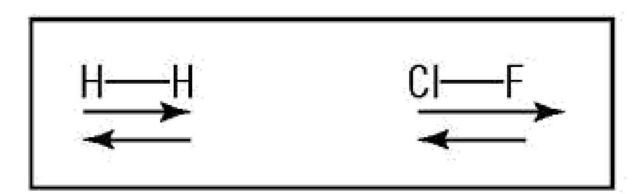


Figura 15-1:
Estructuras de Lewis del hidrógeno y el fluoruro de cloro.

Las flechas situadas debajo de las dos estructuras representan la electronegatividad relativa de los elementos. En la molécula de hidrógeno, las dos flechas tienen la misma longitud porque los dos átomos tienen la misma electronegatividad. En la molécula del fluoruro de cloro, las flechas tienen distintas longitudes porque su electronegatividad es diferente. La electronegatividad del flúor es mayor que la del cloro, así que la flecha que apunta hacia el flúor es más larga que la que apunta hacia el cloro.

Si combinas las dos flechas iguales de la molécula de hidrógeno, se cancelan. Los átomos de hidrógeno, debido a su electronegatividad idéntica, ejercen el mismo empuje sobre los electrones compartidos, lo que da como resultado que compartan esos electrones por igual. Por tanto, el H_2 es apolar, porque las cargas de cada extremo de la molécula son las mismas e idénticas.

Sin embargo, si combinas las flechas desiguales del fluoruro de cloro, te queda una flecha que apunta hacia el extremo del flúor de la molécula. La flecha que queda indica que los electrones negativos compartidos reciben un empuje más intenso hacia el flúor. Esta desigualdad compartiendo electrones genera una carga negativa ligera (parcial) en el lado del flúor, lo que deja una carga positiva ligera (parcial) en el lado del cloro. Por tanto, el ClF es una molécula polar. (Si la diferencia de electronegatividad fuera mayor, el elemento más electronegativo arrancaría el electrón al elemento menos electronegativo para formar un enlace iónico.)

La delta griega minúscula, δ , indica una carga parcial. Si añades las cargas

parciales a la representación de la molécula del fluoruro de cloro, obtienes la estructura de la figura 15-2.

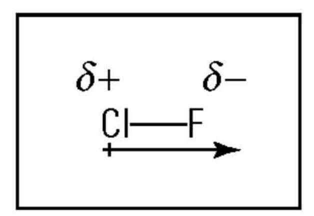


Figura 15-2:
La estructura de Lewis del fluoruro de cloro muestra las cargas parciales.

La flecha situada debajo de las moléculas es una alternativa a la indicación de las cargas parciales. La flecha porta un signo más en su extremo positivo y apunta hacia el extremo más negativo.

Cómo predecir la polaridad

Predecir la polaridad de moléculas diatómicas es sencillo. Una molécula diatómica es polar si el enlace es un enlace covalente polar y es apolar si el enlace covalente es apolar. Por tanto, las moléculas como HCl, NO y ClF son polares, y las moléculas como H_2, Cl_2 y N_2 son apolares. Acude al capítulo 14 para informarte sobre electronegatividad y enlaces covalentes polares.

RECUERDA

Una molécula polar es un dipolo. El término *dipolo* significa ‘dos polos’, y alude al polo parcialmente positivo y el polo parcialmente negativo. La magnitud del dipolo está relacionada con la diferencia de electronegatividades (y, en menor grado, con la distancia entre los dos átomos). El momento dipolar es una medida de la magnitud del dipolo. Las moléculas apolares tienen un momento dipolar cero y todas las moléculas polares tienen un momento dipolar distinto de cero.

Aunque es bastante simple predecir la polaridad de una molécula diatómica, ¿qué pasa cuando hay más de dos átomos? Usaré el agua para ilustrar este problema porque el agua deja ver con claridad que para saber qué polaridad tiene una molécula hay que conocer primero su geometría molecular, la disposición de los átomos y los electrones en el espacio tridimensional. La figura 15-3 muestra las estructuras de Lewis correctas para la molécula del agua.

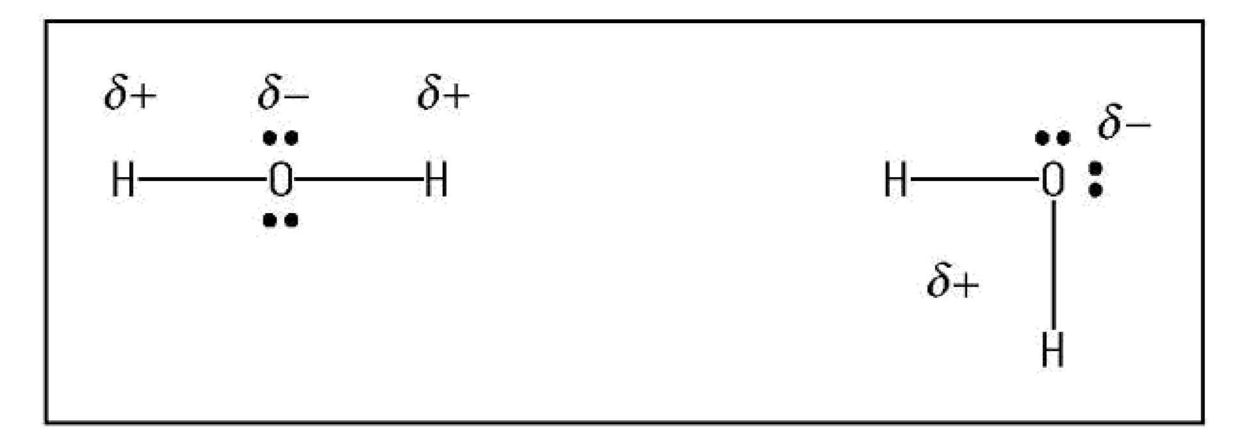


Figura 15-3:
Dos estructuras de Lewis posibles para la molécula del agua.

Dada la diferencia de electronegatividad entre el hidrógeno y el oxígeno, los dos enlaces son covalentes polares. El átomo de oxígeno, más electronegativo que los de hidrógeno, adquiere una carga parcial negativa, lo que deja una carga parcial positiva en cada átomo de hidrógeno. La disposición lineal en la estructura de Lewis de la izquierda muestra una carga parcial positiva en cada extremo y una carga parcial negativa en el centro. Como la molécula no posee un extremo parcialmente positivo y un extremo parcialmente negativo, podría parecer que esta molécula es apolar. La disposición angular, en cambio, sería polar, ya que tiene un oxígeno parcialmente negativo en uno de sus extremos y dos hidrógenos con cargas parciales positivas en el otro.

Las propiedades del agua indican cuál de esas estructuras es la más probable. Una molécula de agua apolar tendría propiedades parecidas a las de otras moléculas apolares de una masa molecular más o menos igual, como el metano. Por ejemplo, debería hervir a unos −100 °C. Como el agua hierve a 200 grados más (a +100 °C), sería razonable suponer que el agua tiene que ser polar en lugar de apolar.

Ahonda en la geometría electrónica y molecular (RPECV)

Un método para predecir la forma de las moléculas es el de la teoría de *repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia* (RPECV). La base de esa teoría es que los pares electrónicos de la capa de valencia que rodean un átomo central procuran alejarse al máximo unos de otros (como dos supermodelos que asisten a una fiesta con el mismo vestido). Los electrones se dispersan para reducir al mínimo la repulsión entre sus cargas iguales (negativas). Esta teoría incluye electrones que forman parte de enlaces y electrones no enlazados o electrones desapareados.

Con el método RPECV te enseñaré a obtener en realidad dos geometrías:

- ✔ **La geometría de pares electrónicos.** A veces llamada *geometría de grupos electrónicos*, considera todos los pares de electrones que rodean un núcleo.
- ✔ **Geometría molecular.** Los electrones no enlazantes se vuelven “invisibles” y solo se tiene en cuenta la disposición de los núcleos atómicos.

CONSEJO

A la hora de determinar la geometría, los enlaces dobles y triples cuentan igual que los enlaces simples.

Para determinar la geometría de grupos electrónicos y la geometría molecular sigue los siguientes pasos:

1. **Escribe el diagrama de puntos de Lewis del compuesto.**

   Consulta el capítulo 14 para saber qué reglas debes seguir para escribir estructuras de Lewis.

2. **Determina el número de grupos de pares de electrones que rodean el átomo (o átomos) central(es).**

   Recuerda que los enlaces dobles y triples cuentan igual que uno simple.

3. **Determina la forma geométrica que maximiza la distancia entre grupos de electrones.**

   Consulta la tabla 15-1 para ver la geometría de pares electrónicos, las formas asociadas a la cantidad de pares de electrones.

4. **Imagina que los electrones no enlazantes son invisibles.**

   Siguen estando ahí y siguen repeliendo a los demás pares de electrones. Pero imagina que no los ves.

5. **Determina la geometría molecular a partir de la disposición de los pares enlazantes alrededor del átomo central consultando la tabla 15-1.**

Tabla 15-1: Predicción de la forma molecular con la teoría RPECV

Cantidad total de pares de electrones	*Cantidad de pares enlazantes*	*Geometría de pares electrónicos*	*Geometría molecular*
2	2	Lineal	Lineal
3	3	Triangular plana	Triangular plana
3	2	Triangular plana	Angular en forma de V
3	1	Triangular plana	Lineal
4	4	Tetraédrica	Tetraédrica
4	3	Tetraédrica	Piramidal triangular
4	2	Tetraédrica	Angular en forma de V
5	5	Bipiramidal triangular	Bipiramidal triangular
5	4	Bipiramidal triangular	Balancín
5	3	Bipiramidal triangular	En forma de T
5	2	Bipiramidal triangular	Lineal
6	6	Octaédrica	Octaédrica
6	5	Octaédrica	Piramidal cuadrada
6	4	Octaédrica	Cuadrada plana

Aunque normalmente no hay que preocuparse por más de cuatro pares de electrones alrededor del átomo central (debido a la regla del octeto), en la tabla 15-1 he introducido algunas de las excepciones menos habituales a dicha regla. La figura 15-4 muestra algunas de las formas más habituales mencionadas en la tabla.



Determina la forma del agua (H_2O) y del amoníaco (NH_3).

Para hacerlo, lo primero será determinar la fórmula de Lewis de cada compuesto. Sigue las pautas que figuran en el capítulo 14 y escribe las fórmulas de Lewis tal como se muestra en la figura 15-5.

En el caso del agua, hay cuatro pares de electrones alrededor del átomo de oxígeno, así que la geometría de pares electrónicos es tetraédrica (mira la figura

15-4). Solo dos de esos cuatro pares de electrones intervienen en el enlace, por lo que la forma molecular es angular o en forma de V. La molécula del agua tiene forma de V; yo siempre represento el agua de manera que los átomos de hidrógeno mantengan un ángulo aproximado de 90 grados entre sí, lo cual se acerca bastante a su forma real.

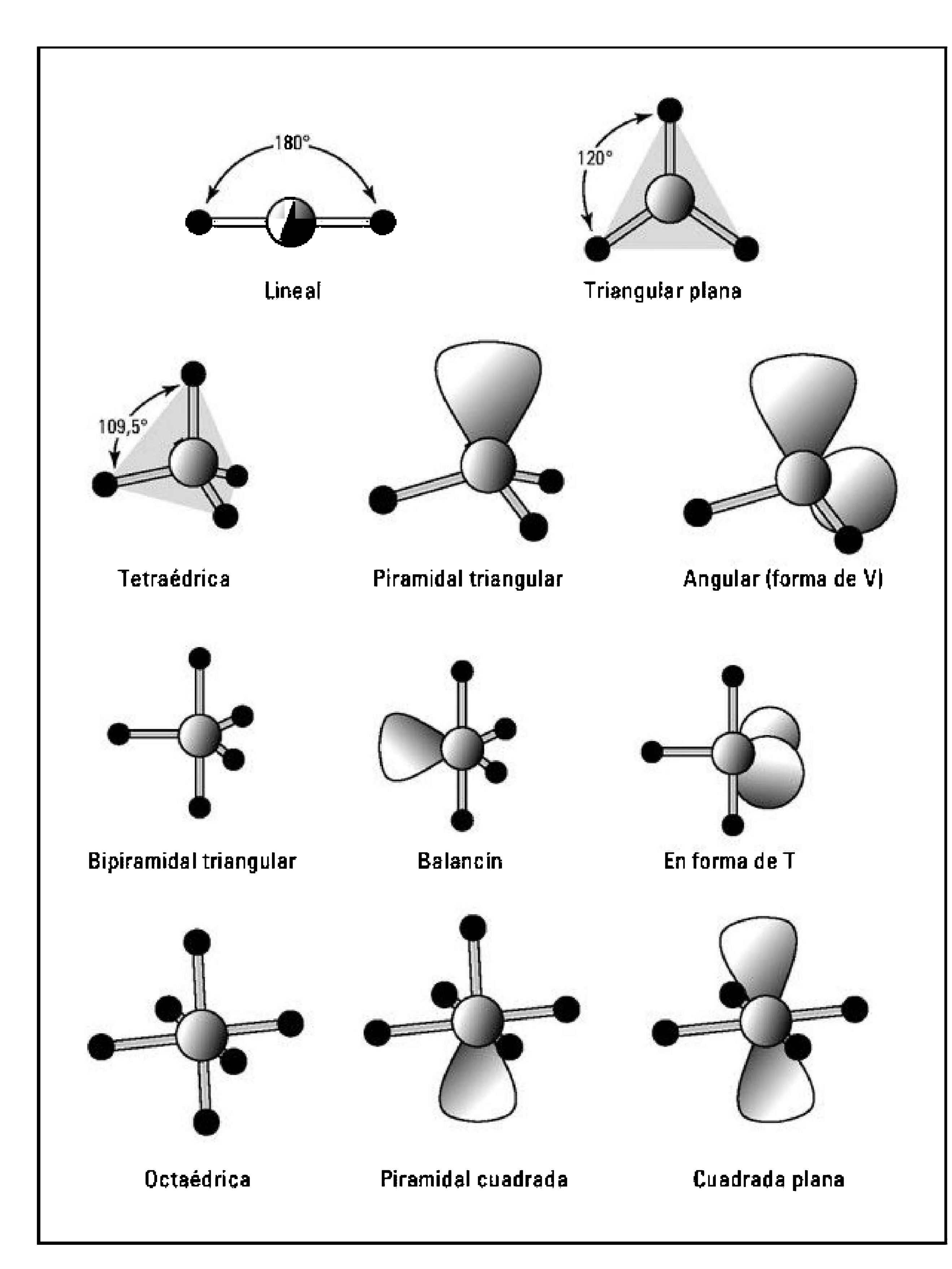


Figura 15-4:
Formas moleculares comunes.

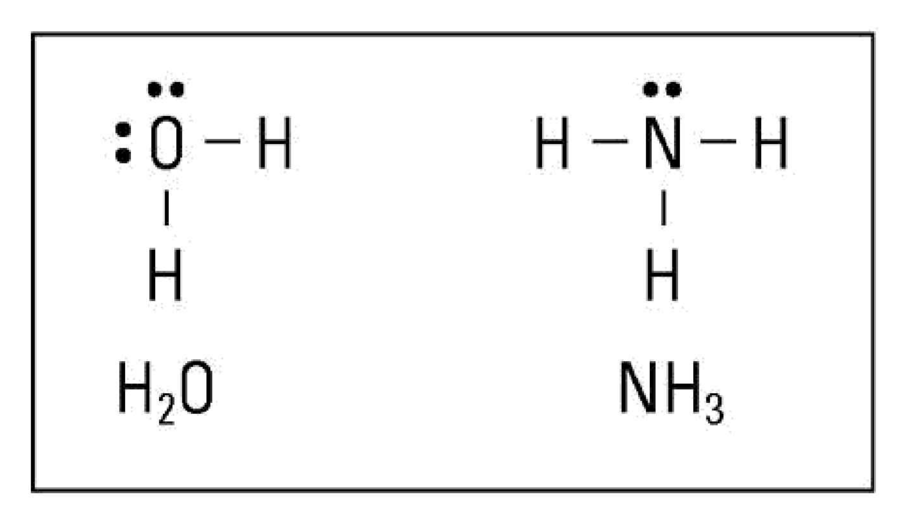


Figura 15-5:
Fórmulas de Lewis para H_2O y NH_3.

El amoníaco también tiene cuatro pares de electrones alrededor del átomo central de nitrógeno, así que su geometría de pares electrónicos también es tetraédrica. No obstante, solo uno de los cuatro pares de electrones queda sin enlazar, de modo que su forma molecular es piramidal triangular, algo parecido a un taburete de tres patas, cuyo asiento es el nitrógeno y los tres pares enlazantes de electrones representan las patas, y el par solitario "invisible" de electrones no enlazantes situado justo encima del asiento. ¡Menuda sorpresa estar sentado sobre un taburete de amoníaco!

La teoría del enlace de valencia (hibridación)

Otro método para determinar la geometría molecular consiste en utilizar la teoría del *enlace de valencia*. Esta teoría explica los enlaces covalentes como la combinación de orbitales atómicos para crear una clase nueva de orbitales: orbitales híbridos. Los orbitales híbridos son orbitales que se forman cuando los orbitales atómicos del átomo central se combinan al formar un compuesto. Sin embargo, la cantidad total de orbitales no varía; el número de orbitales híbridos es igual al número de orbitales atómicos utilizados. La cantidad y el tipo de orbitales atómicos empleados determinan qué tipo de orbitales híbridos se forman. En la figura 15-6 puedes ver los orbitales híbridos resultantes de la combinación de orbitales s, p y d. Los átomos comparten electrones mediante la superposición de sus orbitales.

	Lineal	Triangular plana	Tetraédrica	Bipiramidal triangular	Octaédrica
Mezcla de orbitales atómicos	Un s Un p	Un s Dos p	Un s Tres p	Un s Tres p Un d	Un s Tres p Dos d
Orbitales híbridos formados	Dos sp	Tres sp^2	Cuatro sp^3	Cinco sp^3d	Seis sp^3d^2
Orbitales que quedan no hibridados	Dos p	Un p	Ninguno	Cuatro d	Tres d
Orientación					

Figura 15-6:
Hibridación en la que intervienen los orbitales s, p y d.

La clase de hibridación que se forma depende del tipo y la cantidad de orbitales atómicos implicados y esto repercute a su vez en la forma de la molécula resultante, de la manera siguiente:

- ✔ La hibridación sp resulta de la superposición de un orbital s con un orbital p. Se forman dos orbitales híbridos sp con un ángulo de enlace de 180°, lo que recibe el nombre de *orientación lineal.*
- ✔ La hibridación sp^2 resulta de la superposición de un orbital s con dos orbitales p. Se forman tres orbitales híbridos sp^2 con una orientación triangular plana y con un ángulo de enlace de 120°. Este tipo de enlace se da en la formación del doble enlace C-C, como en CH_2=CH_2.
- ✔ La hibridación sp^3 resulta de la combinación de un orbital s y tres orbitales p, lo que da lugar a cuatro orbitales híbridos sp^3 con una orientación geométrica tetraédrica. Esta hibridación sp^3 se detecta en el carbono cuando forma cuatro enlaces simples.
- ✔ La hibridación sp^3d resulta de la combinación de un orbital s, tres orbitales p y un orbital d. Resultan cinco orbitales sp^3d con una orientación bipiramidal triangular. Este tipo de enlace se da en compuestos como PCl_5, una excepción a la regla del octeto.
- ✔ La hibridación sp^3d^2 se produce cuando un orbital s, tres orbitales p y dos orbitales d se unen para formar una disposición octaédrica. SF_6 es un ejemplo de ello. Tal como has visto con anterioridad, SF_6 es una excepción a la regla del octeto. Si uno de los pares enlazantes de una hibridación sp^3d^2 se convierte en par solitario, surge una figura piramidal cuadrada; dos pares solitarios dan lugar a una figura cuadrada plana.

La figura 15-7 muestra la hibridación que se aprecia en el etileno, $H_2C{=}CH_2$. Cada carbono tiene hibridación sp^2. En cada carbono, dos de los orbitales híbridos se solapan con un orbital s de un átomo de hidrógeno para formar un enlace covalente carbono-hidrógeno. El tercer orbital híbrido sp^2 se superpone con el híbrido sp^2 del otro carbono y forma un enlace covalente carbono-carbono. Fíjate en que a cada carbono le queda un orbital p que no ha experimentado hibridación. Estos orbitales p también se solapan encima y debajo de una línea que une los carbonos.

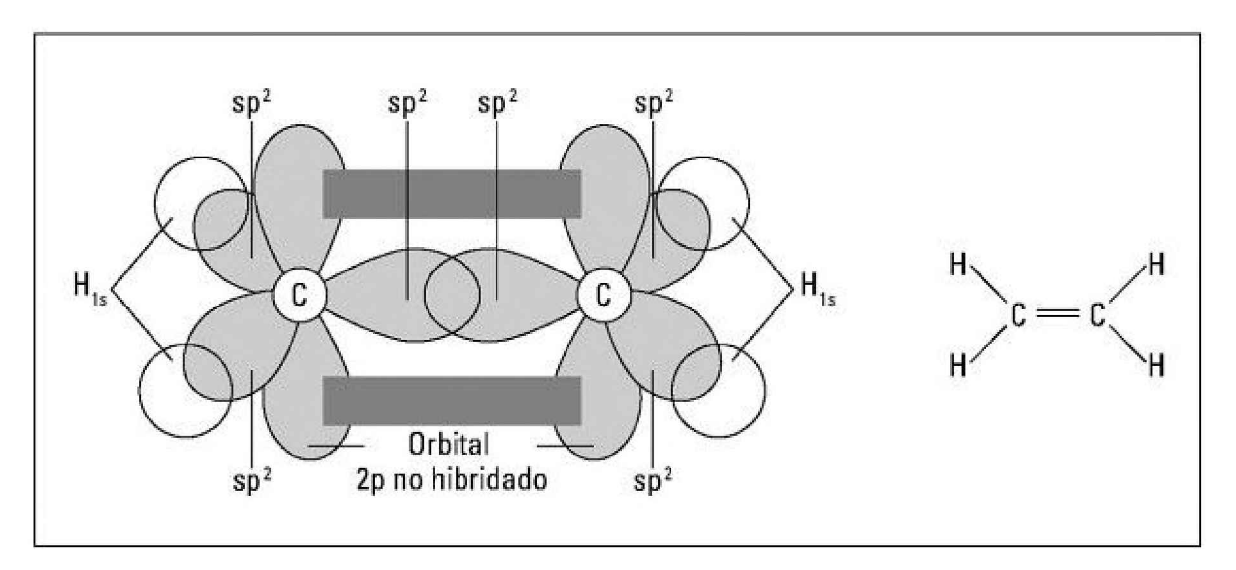


Figura 15-7:
Hibridación en el etileno.

El etileno posee dos tipos de enlaces. Los enlaces sigma (σ) se corresponden con la superposición de los orbitales según una línea entre los dos átomos que intervienen en el enlace covalente. En el etileno, los enlaces C-H y uno de los enlaces C-C son enlaces sigma. Los enlaces pi (π) corresponden a la superposición de los orbitales que quedan por encima y debajo de la línea que une los dos núcleos de los átomos implicados en el enlace. Un enlace doble siempre se compone de un enlace sigma y un enlace pi. Un enlace triple carbono-carbono resulta de la superposición de un orbital sp híbrido y dos orbitales p en un carbono, y es esa misma superposición en el otro carbono lo que da lugar a un enlace sigma (superposición de los orbitales sp híbridos) y dos enlaces pi (superposición de dos grupos de orbitales p).

RECUERDA

En un enlace múltiple, uno de los enlaces siempre tiene que ser sigma y los demás son pi.

Disección de la teoría de orbitales moleculares (OM)

Otro modelo de enlaces covalentes lo representa la *teoría de orbitales moleculares* (OM). En esta teoría, los orbitales atómicos en los átomos individuales se combinan para dar lugar a orbitales moleculares (OM), que no son orbitales híbridos. Un orbital molecular abarca toda la molécula y su forma y su energía están bien definidas. La combinación de dos orbitales atómicos produce dos orbitales moleculares. (Como en la hibridación, el número total de orbitales nunca cambia.)

- ✔ **Orbital molecular enlazante.** El OM enlazante tiene menos energía que los orbitales atómicos originales.
- ✔ **Orbital molecular antienlazante.** El orbital molecular antienlazante tiene más energía que los orbitales atómicos originales.

Tal como se ilustra en la figura 15-8, los orbitales de menor energía son más estables que los orbitales más energéticos. Fíjate en que el orbital molecular enlazante refuerza el enlace, precisamente por tener menos energía que los orbitales atómicos originales.

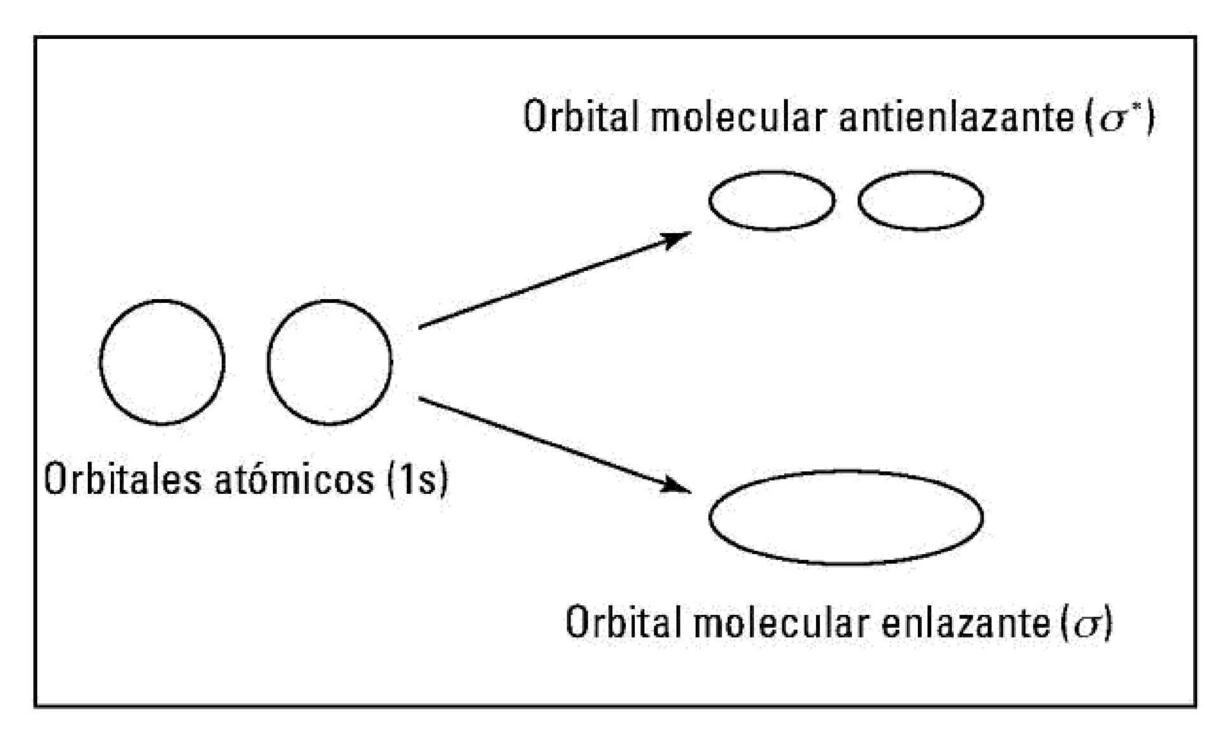


Figura 15-8:
Formación de orbitales moleculares enlazantes y antienlazantes a partir de la superposición de dos orbitales atómicos.

El solapamiento por los extremos de dos orbitales p da lugar a un orbital

molecular enlazante σ y a otro antienlazante σ^*. La superposición lateral de orbitales p produce un enlace π compuesto por un orbital molecular enlazante π y un orbital molecular antienlazante π^*, tal como se ve en la figura 15-9.

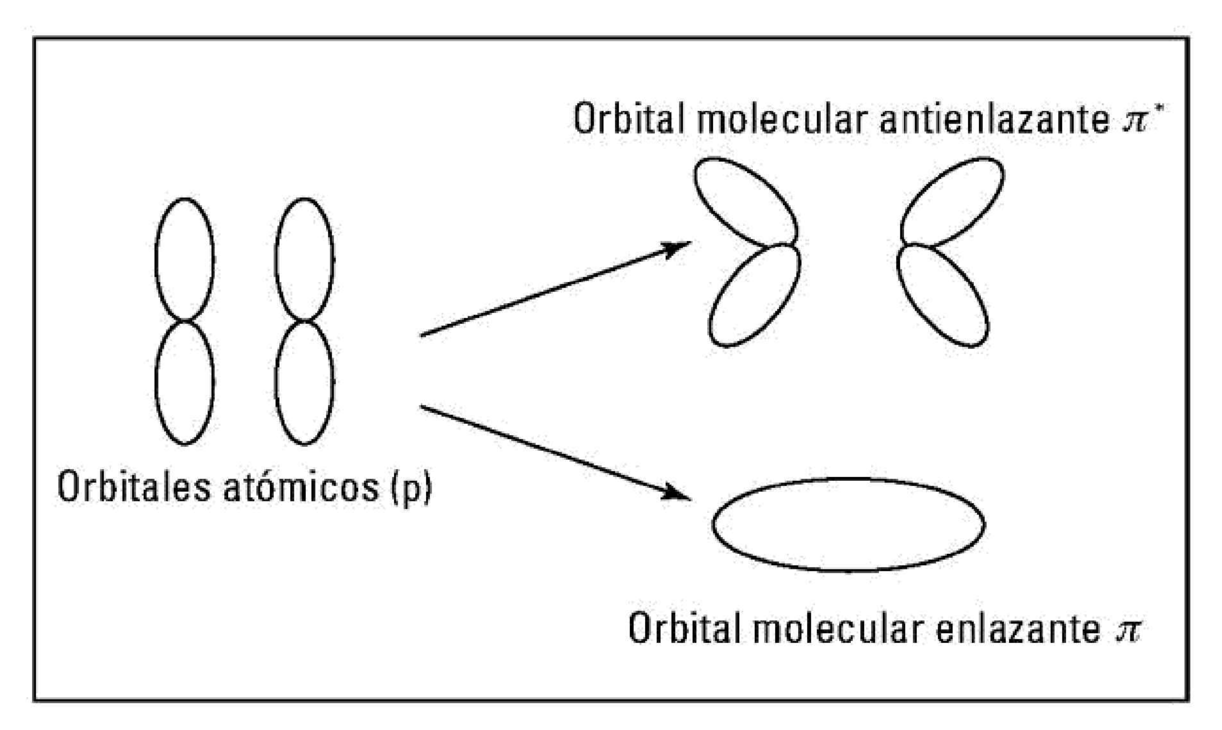


Figura 15-9:
Formación de orbitales moleculares π y π^*.

Tras la formación de los orbitales moleculares, hay que introducir los electrones. Añade los electrones siguiendo las mismas reglas que usaste para las configuraciones electrónicas (si no las recuerdes, vuelve al capítulo 12).

- ✔ Los orbitales menos energéticos se llenan en primer lugar.
- ✔ Cada orbital tiene un máximo de dos electrones.
- ✔ Los orbitales de idéntica energía se llenan a medias antes de que se formen pares de electrones en cada uno de ellos.
- ✔ Cuando se combinan dos orbitales atómicos s, se forman dos orbitales moleculares sigma (σ). Uno será sigma enlazante (σ) y el otro será sigma antienlazante (σ^*).

La figura 15-10 ilustra el diagrama de orbitales moleculares del H_2.

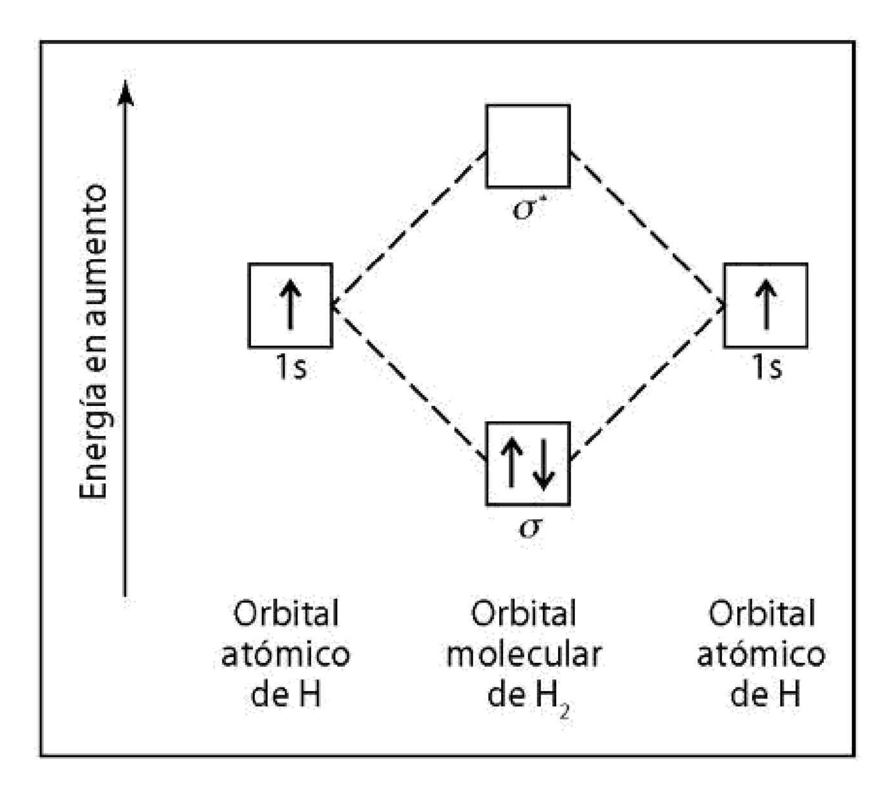


Figura 15-10:
Diagrama de orbitales moleculares del H_2.

Fíjate en que ambos electrones (uno de cada átomo de hidrógeno) pasan al OM sigma enlazante. La teoría de orbitales moleculares permite determinar la situación enlazante calculando el orden de enlace de los OM. El *orden de enlace* de los OM se define como el número de electrones en orbitales moleculares enlazantes menos el número de electrones en orbitales moleculares antienlazantes, todo ello dividido por 2. Entre dos átomos existe una situación enlazante estable cuando el orden de enlace es mayor que cero. Cuanto más alto sea el orden de enlace, más fuerte es el enlace. El orden de enlace del H_2 de la figura 15-10 es $(2–0)/2 = 1$.

Cuando se combinan dos juegos de orbitales p, se forman un orbital molecular enlazante sigma y un OM antienlazante sigma junto con dos OM enlazantes π y dos OM antienlazantes π. La figura 15-11 muestra el diagrama de orbitales moleculares del O_2. Para simplificar no se muestran los orbitales 1s de cada oxígeno ni los orbitales moleculares, sino tan solo los orbitales de los electrones de valencia.

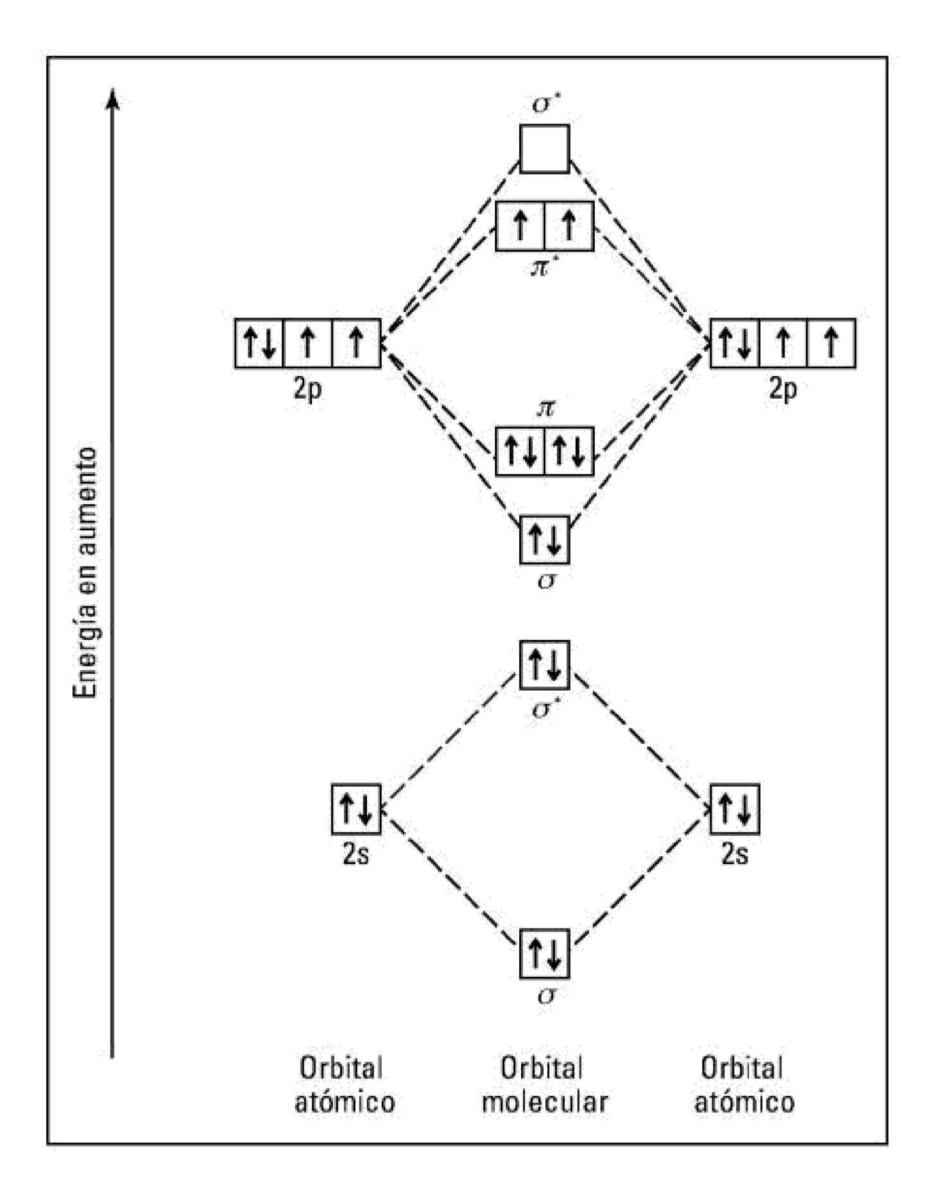


Figura 15-11:
Diagrama de orbitales moleculares del O_2 (solo se muestran los electrones de la capa de valencia).

El orden de enlace del O_2 es (10–6) / 2 = 2. (No olvides contar los electrones enlazantes y antienlazantes en el nivel de energía 1.)

Capítulo 16

Sigue las tendencias

En este capítulo

- Conoce las tendencias en tamaño de átomos e iones
- Manéjate con la energía de ionización de los cationes
- Echa una ojeada a las afinidades electrónicas de los aniones

En el capítulo 5 tienes mucha información sobre la tabla periódica. Allí puedes ver diversas maneras de clasificar los elementos de la tabla periódica, por grupos o familias (las columnas verticales); por períodos (las filas horizontales); de acuerdo con su naturaleza como metales, no metales y metaloides; etcétera. También te explico que la disposición de los electrones condiciona la ubicación de un elemento dentro de la tabla periódica y que los electrones más exteriores, los electrones de valencia, determinan las propiedades químicas de los elementos.

En este capítulo te revelaré algunas tendencias en las propiedades de los elementos de la tabla periódica. Ya sé: cuando oyes hablar de tendencias piensas en la moda (pantalones acampanados y zapatos de plataforma. ¡Oh! ¿Acabo de darte alguna pista sobre mi edad?). Pero la tabla periódica también marca tendencias y, aunque no sean demasiado estilosas, estas tendencias periódicas resultan útiles para predecir tiempos de reacción, tamaños de átomos e iones y otras características. Así que toma asiento y ponte al día.

El tamaño sí importa

Para trabajar con los átomos y sus partes, es esencial conocer los distintos

tamaños y las relaciones que mantienen entre sí. Los niveles de energía ocupados de un átomo casi determinan su tamaño. El núcleo es minúsculo; los electrones situados en sus niveles de energía alrededor del núcleo son lo que de verdad determina los límites del átomo. Algunos factores adicionales, sobre todo la carga nuclear efectiva, repercuten en los electrones y, por tanto, en el tamaño del átomo. Vas a familiarizarte con esos factores en los próximos apartados.

Qué es la carga nuclear efectiva

El núcleo de un átomo contiene protones y neutrones. Tal como viste en el capítulo 4, el número de protones en el núcleo es el *número atómico*. Los neutrones no tienen carga eléctrica, mientras que los protones tienen carga positiva. Si sumas las cargas positivas de todos esos protones, obtienes la *carga nuclear*. Esta carga positiva del núcleo atrae los electrones, que tienen carga negativa. (Las cargas opuestas se atraen y las cargas iguales se repelen.) Si el átomo contiene un solo electrón, la fuerza de atracción es trivial. Pero cuando hay más de un electrón, la situación se complica más.

La carga negativa de un electrón interfiere con la fuerza de atracción que ejerce el núcleo sobre el resto de los electrones. Los electrones ocupan niveles de energía, que forman una especie de envoltura estratificada alrededor del núcleo. Cuando los electrones más próximos al núcleo se sitúan entre otro electrón y el núcleo, crean una gran interferencia. Los electrones situados en el mismo nivel de energía generan una interferencia mínima entre ellos, pero los electrones más internos (los de la capa inferior) impiden en parte que los electrones exteriores perciban la atracción de la carga positiva del núcleo, la carga nuclear. Este apantallamiento afecta a todos los electrones del átomo, pero, en lo que respecta a las tendencias de tamaño, la clave está en el apantallamiento que perciben los electrones de valencia (los más exteriores). Los electrones más exteriores están contenidos en el orbital con el mayor valor en cuanto a número cuántico principal, n, y son los electrones que determinan el tamaño del radio atómico. Si el apantallamiento atenúa la fuerza de atracción del núcleo sobre los electrones de valencia, estos tienen libertad para alejarse un poco más del núcleo; en ese caso el diámetro atómico aumenta.

RECUERDA Los electrones interiores apantallan la carga nuclear que perciben los electrones de valencia. La carga real que atrae los electrones de valencia se denomina *carga nuclear efectiva* y es la carga nuclear menos el efecto de apantallamiento que ejercen los electrones interiores. El efecto de bloqueo viene a ser igual en cualquier período de la tabla periódica, pero en el caso de los grupos (familias), el efecto aumenta a medida que se desciende por la columna. Cuanto mayor sea el apantallamiento, menor resultará la carga nuclear efectiva, lo que permite a los electrones de valencia apartarse un poco más del núcleo. Y eso aumenta el tamaño del átomo.

Explicación de los cambios en el radio atómico

El *radio* atómico es la distancia que va desde el centro del núcleo hasta el nivel energético de valencia. Así se describe en química el tamaño del átomo o del ion, que es importante para dilucidar el tipo de red cristalina que se forma, la solubilidad y otras características. En la tabla periódica, los radios atómicos van en aumento de arriba hacia abajo dentro de los grupos y disminuyen de izquierda a derecha dentro de los períodos.

Cuando te desplazas hacia abajo por un grupo, el radio atómico aumenta, lo que hace que cada átomo sea bastante mayor que el que lo precede. Este incremento del tamaño se debe a que los electrones ocupan niveles de energía situados a una distancia cada vez mayor del núcleo, valores de *n* crecientes. La carga nuclear aumenta a medida que desciendes por una familia (aumenta el número de protones en el núcleo), pero el incremento de los electrones interiores apantalla la carga nuclear percibida por los electrones de valencia. Por tanto, desciende la carga nuclear efectiva que actúa sobre los electrones de valencia, lo que permite que esos electrones se alejen un tanto del núcleo y pese a la carga nuclear. Por tanto, el mero hecho de añadir un nivel de energía es determinante para el tamaño de los radios atómicos.

No es tan simple deducir los cambios de tamaño a medida que se avanza por un período. A diferencia de los átomos de los grupos, donde se van añadiendo niveles de energía, los átomos que forman parte de períodos añaden electrones a un mismo nivel energético. Como los electrones incorporados no se sitúan entre otros electrones y el núcleo, y por consiguiente no crean

interferencia, cabría pensar que el tamaño de los átomos se mantiene más o menos constante. Sin embargo, a medida que se avanza de un elemento al siguiente, aumenta el número de protones en el núcleo, lo que incrementa la carga nuclear. El efecto de apantallamiento de los electrones interiores es bastante constante a medida que te desplazas de izquierda a derecha dentro de un período, así que la carga nuclear efectiva aumenta ligeramente con cada desplazamiento. Este aumento de la carga nuclear efectiva acerca los electrones del átomo, sobre todo los electrones de valencia, un poco más al núcleo, lo que reduce ligeramente los radios atómicos (las dimensiones) de los átomos a medida que te desplazas de izquierda a derecha dentro de un período.

Tendencias en el radio iónico

Los átomos son neutros, pero pueden ganar o perder electrones para formar iones (átomos o grupos de átomos con una carga eléctrica global). Para no complicar las cosas, en este capítulo trataré tan solo los iones monoatómicos, iones formados por un solo átomo.

Si un átomo pierde electrones, la especie química que queda tiene más protones (más cargas positivas) que electrones (cargas negativas) y, por tanto, tiene una carga global positiva. Un ion con carga eléctrica positiva es un catión. Un catión tiene una carga positiva por cada electrón perdido.

RECUERDA

El tamaño del radio de un catión (el *radio iónico*) es más pequeño que el de un átomo no ionizado. La pérdida de electrones conlleva la reducción del tamaño en comparación con el átomo neutro porque, al menos con los elementos representativos, el ion pierde un nivel de energía completo. Por consiguiente, un ion de potasio, K^+, es más pequeño que un átomo de potasio. Cuantos más electrones se pierdan, más mengua el radio. Así que esta tendencia se observa en los radios de $Fe > Fe^{2+} > Fe^{3+}$.

Cuando un átomo gana electrones, da lugar a un anión, que tiene un radio iónico mayor que el átomo original. Esta tendencia se observa porque la carga nuclear efectiva (que viene determinada por el número de protones) es idéntica tanto en el átomo como en el anión, pero se reparte por una cantidad creciente de electrones. Cuantos más electrones se añadan, mayor será el aumento de tamaño. En el caso del oxígeno y un par de sus aniones, se aprecia la siguiente tendencia en los radios: $O < O^{-} < O^{2-}$.

En el caso de ciertos aniones isoelectrónicos (aniones con la misma cantidad de electrones), como los aniones del nitrógeno, el oxígeno y el flúor, la cantidad de protones del núcleo aumenta a medida que se avanza por el período, desde el N hacia el O y hasta el F. Este incremento significa que la carga nuclear efectiva también crece, lo que atrae más los electrones hacia el núcleo. Así, la tendencia en los radios iónicos es $F < O^{2} < N^{3-}$.

Tendencias en la energía de ionización

La facilidad con que se forma un catión, un ion con carga positiva, varía dependiendo de la posición que ocupa el elemento en la tabla periódica. Para entender la tendencia en cuanto a la capacidad de formar cationes, hay que usar el concepto de la energía de ionización de los elementos. que es la energía necesaria para arrancar un electrón a un átomo en su estado gaseoso y fundamental. Esta definición se demuestra mediante la ecuación termoquímica para la formación de un catión a partir de un átomo (A) en estado gaseoso (*g*):

$$A\ (g) \rightarrow A^{+}\ (g) + e^{-} \qquad \Delta H = \text{energía de ionización (EI)}$$

En esta ecuación, e^{-} es el electrón que se pierde y ΔH es la entalpía (energía) necesaria para conseguir arrancar el electrón.

Para arrancar un electrón de un átomo siempre se necesita

energía, así que la energía de ionización siempre es endotérmica (requiere energía). La eliminación de un segundo electrón requiere aún más energía (la segunda energía de ionización), la eliminación de un tercer electrón precisa la tercera energía de ionización, y así sucesivamente.

Los siguientes apartados describen algunas de las tendencias que puedes encontrarte en cuanto a energías de ionización.

Detección de un aumento de la energía secuencial

La cantidad de energía necesaria para las energías de ionización secuenciales (la eliminación de más de un electrón de un mismo átomo) aumenta con el número de electrones eliminados. Esto se aprecia en la formación de cationes con una carga +2 o +3, que se corresponden respectivamente con la pérdida de 2 y 3 electrones. Este aumento se debe a la fuerza de atracción entre el catión con una carga positiva cada vez mayor y el electrón que está en proceso de desprenderse. Por desgracia, ese aumento no es lineal.

RECUERDA

La relación general entre el valor de la energía de ionización de un elemento y la posición de ese elemento en la tabla periódica es esencialmente inversa a la de los radios atómicos (que se tratan en el apartado previo: "El tamaño sí importa"). Los átomos pequeños tienen energías de ionización elevadas y los átomos grandes poseen energías de ionización bajas. El aumento de tamaño de un átomo situado hacia el final de una columna de la tabla periódica significa que sus electrones exteriores se encuentran más alejados del núcleo. Cuanta más distancia media entre los protones, de carga positiva, y los electrones, de carga negativa, más débil es la atracción que ejerce el núcleo sobre los electrones (algo que en física se denomina la *ley del inverso de los cuadrados*). Si la atracción que sujeta los electrones en un nivel de energía es menor, significa que hay que usar menos energía para vencer la fuerza de atracción, lo que conlleva una energía de ionización menor para el electrón; por ejemplo, se necesita mucha más energía para arrancar un electrón del litio que del cesio (ambos metales alcalinos), porque el electrón arrancado del litio se encuentra mucho más cerca del núcleo y, por tanto, está sujeto con más fuerza.

Dentro de un mismo período (una fila de la tabla periódica), la energía de ionización crece de izquierda a derecha porque la carga nuclear efectiva va en aumento y, por consiguiente, hay que vencer una fuerza de atracción mayor. Sin embargo, esta tendencia en la energía de ionización es más complicada que el simple aumento de la carga nuclear efectiva.

Las tendencias en la energía de ionización sugieren que los elementos en la parte izquierda de la tabla periódica, sobre todo la izquierda inferior, forman cationes (pierden electrones) con más facilidad que los elementos de la derecha. Los elementos con energía de ionización más baja son los metales, mientras que los elementos con energía de ionización más alta son los no metales. Y, tal como indico en el capítulo de los enlaces iónicos (capítulo 13), los metales pierden electrones para formar cationes.

Por ejemplo, si examinas los elementos empezando por el litio, Li, para llegar al neón, Ne, apreciarás el aumento esperado en la energía de ionización de izquierda a derecha de la tabla periódica. Sin embargo, la tendencia no es lineal; hay picos en el berilio (Be) y el nitrógeno (N). ¿Por qué el berilio y el nitrógeno presentan valores más altos de lo esperado en las energías de ionización? Si observas la configuración electrónica del berilio verás que es $1s^2 2s^2$ (consulta el capítulo 4 para informarte sobre configuraciones electrónicas). La envoltura de valencia del berilio tiene una subcapa 2s llena. Cuando una subcapa está llena se produce una estabilidad adicional que obliga a usar más energía para arrancar el electrón.

En el caso del nitrógeno, el subnivel 2p está medio lleno. Los electrones se encuentran en orbitales diferentes y a la distancia más amplia posible para electrones situados en un mismo subnivel. Una separación tan amplia reduce al mínimo la repulsión entre las cargas negativas y estabiliza la distribución de los electrones del subnivel medio lleno en el nitrógeno. Esta clase de estabilidad también conlleva un aumento de la energía de ionización.

Ten en cuenta la estabilidad

La estabilidad de ciertas configuraciones electrónicas repercute en la tendencia general de las energías de ionización basadas en las dimensiones y la carga nuclear efectiva. Tal como has aprendido en el apartado anterior, la estabilidad aumenta siempre que un subnivel esté o bien medio lleno o bien lleno del todo.

Puedes escribir las configuraciones electrónicas de cationes. Por ejemplo, cuando un átomo de sodio pierde un solo electrón, forma un catión Na^+. La configuración electrónica del Na^+ es la siguiente:

Catión de sodio (Na^+) $1s^2 2s^2 2p^6$

Debido a las cuestiones mecánico-cuánticas asociadas a la carga nuclear efectiva, siempre se pierden los electrones del nivel con el número cuántico principal más alto. En el caso de los elementos representativos, el último electrón que se incorpora es el primero que se pierde. En el caso de los metales de transición, el primer electrón que se pierde no es el último en incorporarse. Piensa en el hierro, Fe, y examina la configuración electrónica del elemento y de sus dos cationes comunes, Fe^{2+} y Fe^{3+}:

Fe	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
Fe^{2+}	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$
Fe^{3+}	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$

La formación del catión hierro (II), Fe^{2+}, implica la pérdida de los dos electrones 4s porque esos dos electrones tienen un número cuántico principal mayor que los últimos electrones en entrar (los electrones 3d). Este factor explica por qué muchos de los metales de transición tienen un ion estable 2^+. Los electrones 3d de hierro no se ven afectados hasta que se eliminan los electrones 4s. Esa eliminación suprime el nivel de energía 4, lo que confiere más estabilidad a los iones porque tienen una energía global más baja.

Algunas excepciones a la regla

En el caso de cualquier elemento, la energía de ionización aumenta a medida que se eliminan cada vez más electrones. Sin embargo, algunos elementos reaccionan de un modo distinto en ciertos niveles. La segunda energía de ionización del sodio, la tercera energía de ionización del magnesio y la cuarta energía de ionización del aluminio son muy superiores a lo que cabría esperar. Parece ocurrir algo más. Si analizas las configuraciones electrónicas de estos tres elementos, verás que son las siguientes:

Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
Mg	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
Al	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

La primera energía de ionización del sodio, las dos primeras energías de ionización del magnesio y las tres primeras energías de ionización del aluminio arrojan las siguientes configuraciones electrónicas:

Na^+	$1s^2 2s^2 2p^6$
Mg^{2+}	$1s^2 2s^2 2p^6$
Al^{3+}	$1s^2 2s^2 2p^6$

En el caso de estos tres elementos, la eliminación de un electrón adicional supone arrancarlo de la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6$, la cual contiene tan solo electrones interiores (los electrones de valencia se eliminaron ya durante la formación del catión). Este es el motivo de que los tres iones estables precedentes tengan un valor tal elevado de energía de ionización: para eliminar un electrón interior se necesita bastante más energía que para arrancar electrones de valencia. En reacciones químicas normales hay suficiente energía disponible para arrancar electrones de valencia, pero no electrones interiores. Por consiguiente, la mera eliminación de los electrones de valencia da lugar a los cationes normales de los elementos representativos.

Tendencias en la afinidad electrónica

Aunque las energías de ionización describen la formación de cationes, en química se usa un término distinto para describir la formación de aniones. La *afinidad electrónica* es el cambio de energía que se produce con la incorporación de un electrón a un átomo gaseoso en su estado fundamental. A continuación verás la ecuación termoquímica para este proceso, donde A es un átomo, (*g*) representa el estado gaseoso, e^- es un electrón y ΔH representa la entalpía (energía) necesaria para lograr la adquisición del electrón.

$$A\ (g) + e^- \rightarrow A^-\ (g) \qquad \Delta H = \text{afinidad electrónica (AE)}$$

A diferencia de la energía de ionización, que siempre es endotérmica (requiere energía), la primera afinidad electrónica de un átomo puede ser endotérmica, exotérmica (producir energía) o incluso igual a cero. En cambio, la incorporación de electrones adicionales siempre es endotérmica. De la segunda afinidad electrónica en adelante se necesita energía porque, tras la incorporación del primer electrón, el ion tiene carga negativa y los electrones subsiguientes deben vencer la repulsión. Los valores de afinidad electrónica

son más difíciles de medir que los de energía de ionización; en muchas ocasiones se calculan a partir de datos termoquímicos.

RECUERDA La tendencia general de la afinidad electrónica viene a ser la misma que la tendencia de la energía de ionización (de la que se habla en el apartado anterior: “Tendencias en la energía de ionización”). Los átomos pequeños con una vacante en la envoltura de valencia y equipados con una carga nuclear efectiva más alta tienen afinidades electrónicas elevadas. Por tanto, la afinidad electrónica tiende a aumentar a medida que se asciende por una columna (a medida que crece la carga nuclear efectiva) y a medida que te desplazas de izquierda a derecha dentro de un período (con lo que también crece la carga nuclear efectiva).

Sin embargo, las configuraciones electrónicas complican esta tendencia aún más que la tendencia de la energía de ionización. Los gases nobles tienen energía de ionización, pero debido a que tienen las capas de valencia completas, no tienen afinidad electrónica. Además, los metales alcalinotérreos no tienen, en esencia, ninguna afinidad electrónica dadas sus configuraciones s^2 (sin ningún hueco libre en la capa más baja del nivel de valencia).

Las complicaciones aumentan cuando se consideran elementos distintos a los representativos. Por ejemplo, la afinidad electrónica del oro es mayor que la de cualquier otro elemento distinto de los halógenos. La afinidad electrónica del flúor es inferior a la esperada porque el ion flúor es demasiado pequeño para alojar la carga negativa adicional sin una cantidad considerable de repulsión. Como el flúor tiene una afinidad electrónica inferior a la esperada, la afinidad electrónica más alta de todos los elementos la tiene el cloro. Afinidades electrónicas positivas elevadas indican que el ion negativo es muy estable.

Tal como sucede con los elementos representativos, los no metales tienen afinidad electrónica alta y tienden a formar aniones. Por su parte, la afinidad electrónica de los metales es baja y no tienden a formar aniones.

CONSEJO

Puedes escribir la configuración electrónica y los diagramas orbitales de los aniones, de la misma manera que lo harías para átomos y cationes. Los electrones adicionales se añaden de acuerdo con el principio de construcción (*Aufbauprinzip*), lo que significa que se incorporan al orbital más bajo posible (mira el capítulo 4).

Toma el oxígeno como ejemplo. Verás que el átomo tiene la siguiente configuración electrónica:

O $1s^2 2s^2 2p^4$

Cuando un átomo de oxígeno adquiere un electrón (correspondiente a la afinidad electrónica), se obtiene esta configuración:

O^- $1s^2 2s^2 2p^5$

La incorporación de un segundo electrón (correspondiente a la segunda afinidad electrónica) arroja el siguiente resultado:

O^{2-} $1s^2 2s^2 2p^6$

El ion óxido, O^{2-}, es ahora isoelectrónico (tiene el mismo número de electrones) con el gas noble neón, Ne, y, al igual que los gases nobles, no alojará más electrones adicionales. Tiene una capa de valencia completa, por lo que adquiere una estabilidad extrema. Los elementos representativos solo ganarán electrones hasta completar sus envolturas de valencia (consiguen una disposición electrónica isoelectrónica con el siguiente gas noble).

Capítulo 17

Relación entre las fuerzas intermoleculares y los estados condensados

En este capítulo

- Asimila los tipos de fuerzas intermoleculares
- Conoce las propiedades de los líquidos
- Descifra los sólidos
- Encuéntrale el sentido a los diagramas de fase

En este capítulo vas a ver las fuerzas intermoleculares, que son las que actúan entre átomos o entre iones o entre moléculas. También aprenderás algo de estados condensados (y eso se refiere a líquidos y sólidos). Tal vez te parezca que son dos temas muy dispares, pero lo cierto es que están relacionados. El estado de la materia en el que se encuentra una sustancia depende de la energía cinética de las partículas de esa sustancia y de la intensidad de las fuerzas que actúan entre esas partículas, las fuerzas intermoleculares.

Aquí conocerás los distintos tipos de fuerzas intermoleculares y después descubrirás las propiedades de los líquidos y los sólidos. (No hablaré mucho sobre gases porque se tratan bastante bien en el capítulo 6.) Así que, ¡adelante y que la fuerza (intermolecular) te acompañe!

Los distintos tipos de fuerzas intermoleculares

Las fuerzas intermoleculares son las fuerzas (interacciones) de atracción o repulsión que se dan entre átomos, moléculas e iones. Todas ellas están relacionadas con la carga eléctrica, ya sea con una carga completa en el caso de los iones, o con una carga parcial en el caso de los átomos o moléculas. **Recuerda:** Las cargas opuestas se atraen; las cargas iguales se repelen.

RECUERDA Saber reconocer si una molécula es polar o no es importante para determinar qué fuerzas intermoleculares predominan en una situación determinada. Las moléculas polares tienen un extremo parcialmente positivo y el otro extremo parcialmente negativo y, por tanto, son dipolos. Tal vez quieras echar una ojeada a los capítulos 14 y 15, en los que se tratan los enlaces covalentes y la geometría molecular, respectivamente.

Muchas de las propiedades de las sustancias químicas, como la solubilidad, guardan relación con las fuerzas intermoleculares. Saber reconocer las fuerzas intermoleculares que intervienen te permitirá predecir en muchas ocasiones algunas propiedades físicas y hasta la reactividad.

A continuación vas a ver las distintas fuerzas intermoleculares por orden decreciente de intensidad de interacción.

Iones y dipolos reunidos

A veces un ion es atraído por una molécula que es un dipolo. Si el ion es un catión (carga positiva), es atraído hacia el extremo negativo del dipolo y si el ion es un anión (carga negativa), se verá atraído hacia el extremo positivo del dipolo. Esta interacción ocurre con mucha frecuencia en disoluciones acuosas, en las que un ion atrae moléculas de agua.

Imagina, por ejemplo, que disuelves en agua un poco de $AlCl_3$ blanco y cristalino. El catión Al^{3+} atrae moléculas de agua porque es un ion pequeño con gran cantidad de carga positiva. (En química se dice que tiene una gran densidad de carga.) Dada su elevada densidad de carga, atrae el extremo parcialmente negativo de la molécula de agua, el oxígeno. De hecho, atrae un total de seis moléculas de agua, de manera que se forma el ion hidratado de aluminio, $Al(H_2O)_6^{3+}$.

Los iones de cloro atraen los extremos parciales positivos de las moléculas de agua, los hidrógenos. Sin embargo, como los iones de cloro son iones grandes con una sola carga negativa, tienen una densidad de carga baja y, por tanto, ejercen una fuerza de atracción mucho más débil.

Si evaporas con cuidado la disolución hasta desecarla por completo, obtienes $Al(H_2O)_6Cl_3$, cloruro de aluminio hexahidratado. Esta sustancia es un hidrato; tiene seis aguas de hidratación incorporadas en su estructura cristalina. Si se calientan con cuidado, la mayoría de los hidratos expulsan el agua de la estructura cristalina y solo queda la forma anhidra.

Atracción mutua entre dipolos

Cuando hay dipolos presentes, la atracción entre ellos es importante. El extremo positivo de un dipolo es atraído hacia el extremo negativo del otro dipolo. Por ejemplo, en el gas monofluoruro de cloro, altamente reactivo, el cloro tiene una carga parcial positiva y el flúor, más electronegativo, tiene una carga parcial negativa, lo que permite la atracción intermolecular dipolo-dipolo entre dos de las moléculas:

Cl–F — Cl–F
$\delta+$ $\delta-$ — $\delta+$ $\delta-$

RECUERDA

Las fuerzas dipolo-dipolo suelen tener una relevancia especial en líquidos polares y se consideran una fuerza intermolecular intensa, aunque no tanto como las fuerzas ion-dipolo.

Arrímate al hidrógeno

La fuerza por puente o enlace de hidrógeno es una subclase de la interacción dipolo-dipolo en la que un hidrógeno se une a un elemento extremadamente electronegativo (N, O, F). El enlace covalente entre el hidrógeno y esos tres elementos tiene una polaridad extrema. El hidrógeno de una molécula puede interaccionar con el O, N o F de otra molécula. Esta fuerza intermolecular es mucho más intensa que otras fuerzas dipolo-dipolo, de ahí que cuente con su propio nombre. La intensidad de esta interacción explica varias de las

propiedades inusuales de sustancias como el agua. Tal como dije en el capítulo 14, la razón de que el agua presente puntos de ebullición y de fusión tan elevados, entre otras características, guarda relación con la fuerza por enlace de hidrógeno.

RECUERDA

Para que una fuerza intermolecular actúe por enlace de hidrógeno es necesario que un átomo de hidrógeno se una a un N, un O o un F, y este hidrógeno deberá interaccionar con un O, un N o un F de otra molécula.

Unidos por la nube

Cuando la carga de un ion o un dipolo distorsiona la nube de electrones de una molécula apolar, aparecen fuerzas intermoleculares de dipolo inducido. Un catión atrae la nube de electrones, mientras que un anión la repele. Cualquiera de estas fuerzas induce un dipolo transitorio en la molécula apolar. Estas interacciones son bastante débiles y suelen ocurrir en disolución.

Enlaces temporales con las fuerzas (de dispersión) de London

Esta atracción intermolecular se da en todas las sustancias, pero solo es significativa por lo común con sustancias apolares. Surge a partir de una distorsión pasajera de la nube de electrones en la que la densidad electrónica se desplaza a uno de los lados del átomo o molécula. Esta nube de electrones no es fija; me gusta compararla con una nube de algodón de azúcar (aunque no sea tan rica), también fácil de mover de un lado a otro.

Esta distorsión crea un dipolo transitorio muy débil que, a su vez, induce un dipolo en otra molécula. Estos dipolos débiles producen una atracción. Cuantos más electrones haya, mayor será la nube y más intensas serán las fuerzas de London. Esta interacción es muy débil y una sola no dura mucho. Sin embargo, es lo bastante intensa como para permitir licuar gases apolares como el hidrógeno, H_2, lo que resultaría imposible si no existieran fuerzas moleculares que atrajeran las moléculas entre sí.

Introducción a las propiedades de los líquidos

Un líquido es una fase donde las partículas orientadas al azar permanecen en contacto. Así las partículas se pueden concentrar para exhibir pequeñas áreas de orden, aunque suelen no durar mucho. La orientación aleatoria le permite al líquido cambiar de forma para adaptarse a la del recipiente que lo contiene y, como las partículas están en contacto, los líquidos no se pueden comprimir mucho. En este apartado conocerás algunas propiedades macroscópicas importantes de los líquidos. La intensidad de las fuerzas intermoleculares es determinante para estas propiedades diversas.

Resistencia a aumentar: la tensión superficial

En el interior de una masa líquida, las fuerzas intermoleculares empujan las moléculas en todas direcciones. Pero, en la superficie del líquido, las moléculas son empujadas hacia abajo, hacia el interior de la masa del líquido, y desde los lados. Como resultado, no hay moléculas ni ninguna fuerza de atracción sobre la superficie que empujen hacia arriba. El efecto de este desequilibrio en cuanto a fuerzas de atracción es que el líquido tiende a reducir al mínimo su área superficial. La *tensión superficial* es la resistencia de un líquido a aumentar el área de su superficie.

La superficie mínima que puede presentar una cantidad de materia dada es una esfera. Seguramente has visto vídeos o imágenes de un líquido, que suele ser agua, vertido en gravedad cero. Las gotas forman pequeñas esferas. En una gran alberca llena de líquido, donde no se puede formar una esfera, la superficie se comporta como si tuviera una delgada membrana elástica o capa de piel desplegada sobre ella. La tensión superficial requiere la aplicación de una fuerza para romper esas fuerzas de atracción en la superficie. Cuanto mayor es la fuerza intermolecular, mayor es también la tensión superficial. Los líquidos polares, sobre todo los que tienen enlaces de hidrógeno, tienen una tensión superficial mucho mayor que los líquidos apolares.

La tensión superficial es lo que permite que un insecto camine sobre el agua. También permite introducir en un vaso una cantidad de líquido superior a su volumen. Prueba a hacerlo. Añade agua muy poco a poco dentro de un vaso que ya esté lleno y observa cómo el agua rebasa el borde formando una curvatura. Ahora, moja la punta de un mondadientes en jabón líquido de vajillas y roza con ella esa curvatura; verás que se rompe. Eso sucede porque el

detergente es una sustancia tensioactiva, lo que rompe la tensión superficial.

Resistencia a fluir: la viscosidad

La *viscosidad* es la resistencia a fluir. Imagina que tienes un vaso lleno de disolvente (moléculas apolares) y otro lleno de melaza (moléculas polares). Prueba a verter cada sustancia en otro recipiente. La melaza se vierte mucho más despacio que el disolvente. Los dos factores que influyen en la viscosidad de un líquido son los siguientes:

> ✔ **Fuerzas intermoleculares.** Cuanto más intensa sea la fuerza intermolecular, mayor es la viscosidad. Este es el factor que repercute en el caso del disolvente y la melaza. Las moléculas polares mezcladas que conforman la melaza se atraen entre sí y dan como resultado una resistencia a fluir. El tamaño de las moléculas también influye en las fuerzas intermoleculares (y en la melaza). Las moléculas grandes y complejas tienen dificultades para moverse unas sobre otras, así que la viscosidad es elevada.
>
> ✔ **Temperatura.** El calor y el frío también repercuten en la viscosidad. Si calientas el vaso de la melaza, esta se derramará con más facilidad porque se reduce su viscosidad al aumentar la energía cinética de las partículas. Una energía cinética mayor vence las fuerzas de atracción intermoleculares y causa menor viscosidad. Si colocas la melaza en el refrigerador, consigues el efecto contrario. La energía cinética se reduce y la viscosidad aumenta.

Algunos líquidos tienen una viscosidad muy alta. Si es lo bastante elevada, es posible que el líquido parezca no fluir en absoluto y se confunda con un sólido. Un líquido de viscosidad elevada que parece un sólido se suele denominar *sólido amorfo*. A veces los científicos llaman *vidrios* a los sólidos amorfos, porque el ejemplo más habitual es el vidrio. La goma y el carbón también son ejemplos de sólidos amorfos.

Para subirse por las paredes: la capilaridad

Otra propiedad de los líquidos que está relacionada con las fuerzas intermoleculares es la capilaridad. La *capilaridad* es el ascenso de un líquido por un tubo estrecho en contra de la fuerza de la gravedad. Surge como resultado de la competencia entre fuerzas intermoleculares dentro del líquido

y las fuerzas de atracción entre el líquido y las paredes del tubo. Cuanto más intensa es la atracción entre el líquido y las paredes, más sube el nivel.

El mercurio soporta una atracción débil hacia las paredes de un tubo de cristal y, por tanto, tiene una capilaridad baja. El agua sufre una atracción intensa hacia las paredes de un tubo de cristal y, por tanto, tiene una capilaridad elevada. Esta capilaridad explica por qué se ve un menisco en el agua contenida en un tubo delgado. Un *menisco* es una superficie de agua cóncava debida a la atracción de las moléculas de agua adyacentes a las paredes de vidrio. Dada la baja atracción del mercurio hacia las paredes de vidrio, en este no se observa ningún menisco. Sin embargo, si sustituyes el tubo de cristal por uno de plástico, el agua se comporta de una manera mucho más parecida al mercurio en el tubo de cristal, porque hay muy poca atracción entre las moléculas polares del agua y el plástico apolar.

Solo el líquido cercano a las paredes del tubo es atraído hacia las paredes. Las partículas más alejadas de las paredes empujan hacia fuera a todas las demás. Cuanto más estrecho sea el tubo, menos moléculas habrá en el centro y más ascenderá el líquido por el tubo. Esta propiedad es una de las que permiten que el agua pueda llegar a la copa de los árboles más altos.

Entrar en calor: la capacidad calorífica

La capacidad calorífica es la cantidad de energía necesaria para elevar la temperatura de una sustancia 1 K. (En el capítulo 10 hay más información sobre la capacidad calorífica.) Cuanto más intensas son las fuerzas moleculares entre las moléculas de un líquido, más energía se necesita para vencer esas fuerzas y mayor es la capacidad calorífica. Esto mismo explica por qué los líquidos con fuerzas intermoleculares intensas tienen el punto de ebullición y la presión de vapor más elevados que el resto.

Trabaja con sólidos

En el nivel macroscópico, un sólido es una sustancia que tiene forma y volumen definidos. En el nivel microscópico, los sólidos son estructuras cuyas partículas están muy próximas entre sí. Las fuerzas intermoleculares han vencido la energía cinética de las partículas, las cuales no exhiben un movimiento real, sino tan solo vibración.

Los sólidos pueden ser amorfos o cristalinos.

> ✔ **Amorfos.** Los *sólidos amorfos* no tienen una ordenación generalizada de las partículas, así que su estructura carece de regularidad. Pequeñas porciones de orden pueden estar separadas por grandes áreas de partículas desordenadas. Los sólidos amorfos no tienen un punto de fusión claro, sino que se vuelven progresivamente más blandos a medida que aumenta la temperatura.

Como has podido leer en el apartado anterior de este mismo capítulo titulado "Resistencia a fluir: la viscosidad", los líquidos con una alta viscosidad que parecen sólidos se denominan sólidos amorfos. El vidrio, la goma y el carbón constituyen algunos ejemplos.

> ✔ **Cristalinos.** Los *sólidos cristalinos* muestran una ordenación muy regular de las partículas en una estructura tridimensional llamada *red cristalina*. En esta red cristalina hay unidades de repetición que se denominan *celdas unidad* o *unidades elementales*. Imagina una pared de ladrillos muy larga, alta y ancha. La pared será como la red cristalina y cada ladrillo individual sería una celda unidad.

En los sólidos encontrarás distintos tipos de celdas unidad. Uno de los más comunes es el de la celda unidad cúbica, donde todos los ángulos miden 90°. Sin embargo, las partículas pueden organizarse de tres maneras dentro de esta celda cúbica:

> ✔ **Simple,** también llamada *celda unidad primitiva*: las partículas se localizan en los vértices de un cubo simple.
>
> ✔ **Centrada en el cuerpo,** en la que las partículas se localizan en los vértices y en el centro del cubo.
>
> ✔ **Centrada en las caras,** en la que las partículas se sitúan en los vértices de la celda y en el centro de cada cara, pero no en el centro de la celda unidad.

Además, los sólidos cristalinos pueden ser de varias clases dependiendo del tipo de enlace o de fuerza intermolecular que mantenga unidas las partículas individuales en la red cristalina. Se conocen cinco tipos de sólidos cristalinos:

> ✔ **Sólidos atómicos.** En ellos las partículas se mantienen unidas en una

red cristalina mediante las fuerzas de London. Los gases nobles son los únicos ejemplos que se conocen de sólidos atómicos.

- ✔ **Sólidos moleculares.** En ellos las partículas de la red cristalina se mantienen en su lugar mediante las fuerzas intermoleculares de London, dipolo-dipolo y por enlace de hidrógeno. El agua y el metano sólido son ejemplos de sólidos moleculares.
- ✔ **Sólidos iónicos.** En ellos las partículas de la red cristalina se mantienen unidas por la atracción entre cationes y aniones. Este tipo de red cristalina suele ser muy robusta y tener puntos de ebullición altos debido a las intensas fuerzas de atracción entre iones de cargas opuestas. El cloruro sódico (NaCl) es un ejemplo de sólido iónico. ¿Has intentado fundir sal alguna vez?
- ✔ **Sólidos metálicos.** En ellos los átomos metálicos se mantienen unidos dentro de una red cristalina mediante *enlaces metálicos*, un tipo de enlace en el que los electrones de los átomos metálicos están deslocalizados y cedidos a una nube de electrones. Los electrones se mueven con libertad por todo el sólido, lo que explica por qué los metales son tan buenos conductores tanto de la electricidad como del calor. Este enlace metálico también es el responsable del brillo de los metales.
- ✔ **Sólidos de red (covalente).** En ellos se mantienen unidos los átomos de la red cristalina mediante enlaces covalentes. Suelen tener una estructura muy extensa y, de hecho, puedes imaginar un sólido de red como una gran molécula. Los diamantes son ejemplos de sólidos de red. El diamante Hope (también conocido como Diamante Azul) ¡es una sola molécula de gran tamaño! El grafito y el dióxido de silicio (cuarzo) también son ejemplos de sólidos de red covalente.

Descifra los diagramas de fases

Un *diagrama de fases* es una gráfica que representa la relación de todos los estados de la materia de una sustancia específica. El tipo más común de diagrama de fases relaciona cada estado con la temperatura y la presión. La presión se sitúa en el eje vertical y la temperatura ocupa el eje horizontal. Las distintas sustancias tienen diferentes rangos de temperatura o presión. Las líneas pueden ser más largas o más cortas y los ángulos también pueden variar, pero las regiones sólida (S), líquida (L) y gaseosa (G) siempre mantienen la misma relación básica entre sí. El diagrama de fases permite predecir qué estado de la materia se da con una combinación concreta de

temperatura y presión. La figura 17-1 ilustra la forma habitual de un diagrama de fases.

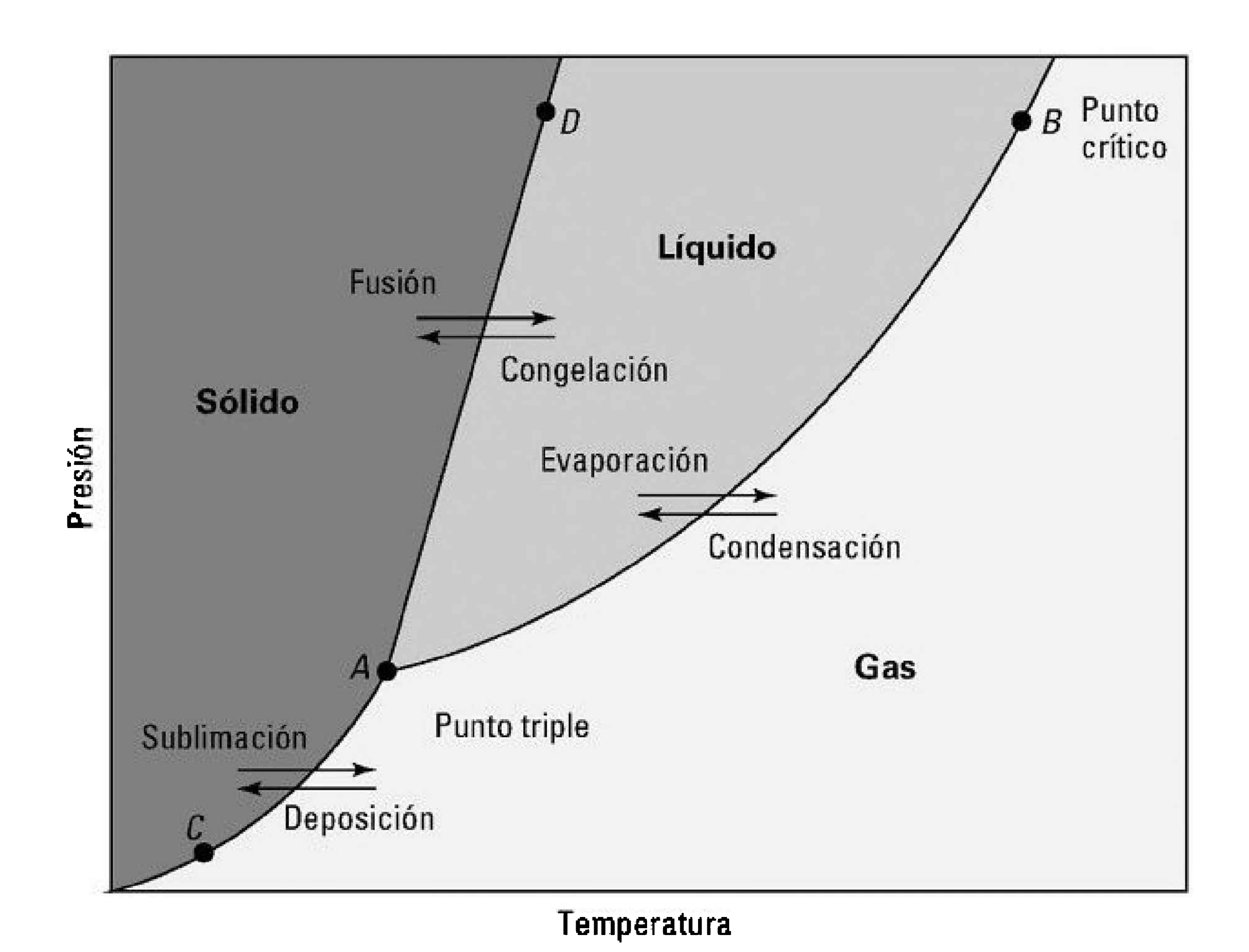


Figura 17-1:
Un diagrama de fases habitual.

Deberías poder trazar un diagrama de fases simple, ya que saber interpretar el diagrama de fases de una sustancia particular resulta muy útil. Con un diagrama de fases se puede predecir el tipo de cambio de fase que puede experimentar una sustancia si varía la temperatura a una presión constante o viceversa.

Fíjate en que el diagrama de fases tiene las siguientes tres zonas generales que se corresponden con los tres estados de la materia (sólido, líquido y gaseoso). Las líneas que separan cada zona representan los cambios de fase de la manera siguiente:

- ✔ **De A a C.** Esta línea representa la variación de la presión de vapor del sólido con la temperatura para que haya sublimación (el paso directo de

sólido a gas, sin pasar antes por el estado líquido). La sublimación se produce al cruzar la línea sólido-gas de izquierda a derecha. El proceso inverso es la deposición. El calor de la sublimación o de la deposición es aplicable a cambios en esta región.

- ✔ **De A a B.** Esta línea representa la relación de la presión de vapor de un líquido con la presión. Si se atraviesa la línea líquido-gas del diagrama de izquierda a derecha habrá evaporación; de derecha a izquierda representa la condensación. En el cruce de esta línea interviene el calor de evaporación o el calor de condensación.
- ✔ **De A a D.** Esta línea representa la relación del punto de fusión con la presión. Si se atraviesa la línea sólido-líquido del diagrama de izquierda a derecha habrá fusión; de derecha a izquierda habrá congelación (solidificación). Los calores de fusión o solidificación están relacionados con este tipo de cambios.

El punto B que aparece en este diagrama de fases representa el *punto crítico* de la sustancia, es decir, el punto más allá del cual las fases líquida y gaseosa son indistinguibles entre sí. Tanto los líquidos como los gases contienen partículas en un orden aleatorio; la verdadera diferencia entre líquidos y gases es que en un líquido las partículas permanecen en contacto, mientras que en un gas las partículas están muy separadas. El incremento de la presión en un gas obliga a las partículas a apretarse entre ellas. Si la presión sigue aumentando, llega un momento en que las partículas entran en contacto y deja de haber alguna diferencia entre el gas y un líquido. Ambas fases adoptan una apariencia idéntica.

En este punto crítico, o más allá de él, el gas ya no se puede condensar en un líquido por mucha presión que se le aplique. La temperatura en el punto crítico se denomina *temperatura crítica* y la presión en el punto crítico se llama *presión crítica.*

El punto A es el *punto triple* de la sustancia, la combinación de temperatura y presión en la que pueden coexistir los tres estados de la materia. En el punto triple están presentes todas las fases. Cualquier tipo de cambio es posible, porque la fusión, la ebullición y la sublimación (y sus procesos opuestos) se dan simultáneamente.

La fuerza increíble del agua

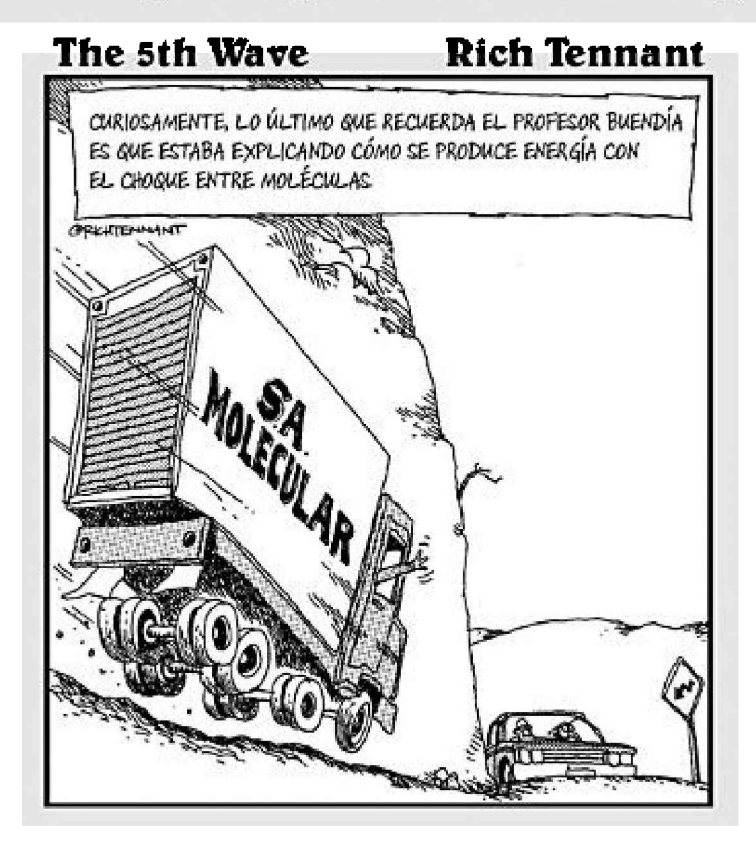
Ciertas acciones ilustran la fuerza del enlace de hidrógeno en el agua. Una manera consiste en colocar una moneda limpia sobre una mesa e ir depositando con cuidado gotas de agua sobre ella. Te sorprenderá ver la cantidad de gotas que puedes añadir sin romper la tensión superficial. (Este pequeño experimento también es una manera sencilla de observar el efecto de lente de aumento de la curvatura del agua.)

Otro método que me gusta mucho para ilustrar la tensión superficial lo constituye el experimento del clip. Llena un vaso hasta el borde con agua y empieza a introducir en él poco a poco clips de los de coger papeles. Adivina cuántos podrás añadir. En la mayoría de los casos harás una predicción muy inferior a la cantidad real de clips que se pueden meter en ese vaso que te parecía que ya estaba lleno.

Y, hablando de clips, puedes hacer que flote un clip sobre la superficie del agua si lo depositas sobre ella con cuidado. El clip está hecho de acero, que tiene una densidad mucho mayor que la del agua, así que debería hundirse, pero los enlaces de hidrógeno crean la tensión superficial que soporta el peso del clip. El mismo fenómeno es el que permite a muchos insectos caminar sobre la superficie de una charca o estanque.

Parte IV

Química medioambiental: ventajas y desventajas



En esta parte…

La química no solo se practica en un laboratorio. Los profesionales de la química no solo son individuos que hacen química. También tú haces química. La química está en tu vida todos y cada uno de tus días.

La química nos brinda a todos grandes beneficios, pero también puede depararnos grandes problemas. La sociedad moderna es compleja. La química ofrece resolver muchos de los problemas que aquejan a la sociedad, para hacernos la vida más fácil y enriquecedora.

En los capítulos de esta parte vas a conocer algunos problemas derivados del uso irresponsable de la química, pero también verás de qué forma la química ha resuelto muchos más. Te hablaré de la contaminación del aire y el agua (qué las causa, qué las remedia). Por último, acabaremos con la química nuclear, sus inconvenientes y sus promesas.

Capítulo 18

¡Cof, cof! ¡Achís! Contaminación atmosférica

En este capítulo

- Descubre las partes de la atmósfera implicadas en la contaminación del aire
- Dedica una mirada a la reducción de la capa de ozono y el efecto invernadero
- Analiza las causas de la bruma fotoquímica y de la lluvia ácida

Este capítulo aborda el problema global de la contaminación atmosférica. (A mí me parece que la sección de perfumería de unos grandes almacenes en la época navideña es lo último en contaminación del aire, pero no querría discutir eso aquí.) Te revelaré los problemas químicos implicados en la contaminación del aire y verás la relación que existe entre la contaminación atmosférica y la sociedad moderna con sus demandas de energía y de transporte privado.

De dónde salió toda esta basura: los efectos de la civilización en la atmósfera

El aire que rodea la Tierra (la *atmósfera*) es absolutamente necesario para la vida. La atmósfera brinda oxígeno (O_2) para respirar y dióxido de carbono (CO_2) para la *fotosíntesis*, que es el proceso mediante el cual los organismos (sobre todo plantas) convierten energía lumínica en energía química; la

atmósfera templa la temperatura del planeta y es parte activa de muchos de los ciclos que mantienen la vida. La atmósfera se ve afectada por muchas reacciones químicas que tienen lugar en la Tierra.

Cuando en el planeta vivían pocos humanos, la incidencia de la humanidad en la atmósfera era despreciable. Pero a medida que la población mundial fue en aumento, los efectos de la civilización se volvieron cada vez más relevantes. La revolución industrial, que conllevó la construcción de grandes zonas industriales concentradas, convirtió la incidencia humana en la atmósfera en algo verdaderamente significativo. A medida que aumentaba la combustión de *combustibles fósiles* (sustancias orgánicas como el carbón, que se encuentran en depósitos subterráneos y se usan para obtener energía), se producía un aumento considerable de la cantidad de dióxido de carbono (CO_2) y de *partículas en suspensión* (pequeñas partículas sólidas que pululan por el aire) en la atmósfera. Después de la revolución industrial, la humanidad también empezó a usar más artículos que echaban contaminantes químicos a la atmósfera, entre ellos aerosoles con todo tipo de productos y aparatos de refrigeración.

El aumento del CO_2 y las partículas en suspensión, junto con el de los contaminantes, ha alterado el equilibrio delicado de la atmósfera. La elevada concentración de esos contaminantes atmosféricos ha dado lugar a multitud de problemas, como la lluvia ácida, que es la precipitación cargada de sustancias ácidas —las cuales perjudican a los seres vivos, los edificios y las estatuas—, y la bruma fotoquímica, esa neblina oscura e irritante que se queda inmóvil sobre las grandes ciudades como una boina.

La atmósfera de la Tierra contemplada de cerca

La atmósfera terrestre se divide en varias capas: la troposfera, la estratosfera, la mesosfera y la termosfera. Quisiera centrarme aquí en las dos capas más próximas al suelo (la troposfera y la estratosfera) porque son las más afectadas por la actividad humana. También son las capas que ejercen una repercusión más directa en la vida de las personas.

La troposfera: la más afectada por la humanidad

La *troposfera* es la capa adyacente al suelo y contiene los gases que respiras y

de los que dependes para sobrevivir. La composición de la troposfera es, aproximadamente: el 78,1 % de nitrógeno (N_2), el 20,9 % de oxígeno (O_2), el 0,9 % de argón (Ar), el 0,03 % de dióxido de carbono (CO_2) y cantidades menores de otros gases. Además, contiene una cantidad variable de vapor de agua. Todos esos gases permanecen pegados a la Tierra por la fuerza de la gravedad. Si ascendieras en globo hasta un lugar elevado de la troposfera, notarías que los gases de la atmósfera se vuelven más tenues debido a que decrece la atracción que ejerce la gravedad sobre los gases. Ese efecto indica que la capa densa de gases que se mantiene pegada al suelo está más expuesta a los efectos de la polución.

La troposfera es la capa donde se originan los procesos meteorológicos. También es la capa que soporta la contaminación natural y antropogénica, debido a su proximidad al suelo.

La naturaleza contamina la atmósfera en cierta medida (por ejemplo, con el nocivo sulfuro de hidrógeno y las partículas en suspensión que emiten los volcanes, o mediante la liberación de compuestos orgánicos por parte de la vegetación, como los pinos). Pero estos contaminantes tienen un efecto insignificante en la troposfera. Por otra parte, la humanidad ensucia la troposfera con gran cantidad de sustancias químicas procedentes del tráfico rodado, las centrales productoras de energía y la industria. La lluvia ácida y la bruma fotoquímica son algunas de las consecuencias de los contaminantes antropogénicos.

La estratosfera: la capa de ozono protege a la especie humana

Sobre la troposfera se encuentra la *estratosfera*, que es por donde vuelan los aviones de reacción y los globos estratosféricos. La atmósfera es mucho más tenue en esta capa porque la gravedad ejerce menos atracción. Pocos de los contaminantes más pesados logran llegar a la estratosfera, porque la gravedad los mantiene muy pegados a la superficie del planeta. La capa de ozono reside en la estratosfera y actúa como una barrera protectora que absorbe gran cantidad de radiación ultravioleta (UV) perjudicial procedente del Sol, con lo que impide que llegue al suelo.

Aunque los contaminantes más pesados no se abren camino hasta la estratosfera, esta capa no es inmune a los efectos de la humanidad. Algunos gases ligeros de origen antrópico consiguen acceder a la estratosfera y

destruyen la capa protectora de ozono. La destrucción de esa capa puede tener una incidencia de gran alcance en la humanidad porque la radiación UV es una de las causas principales del cáncer de piel.

RECUERDA

Una misma sustancia química puede ser buena o mala. La única diferencia estriba en el lugar donde se encuentre y en qué concentración. Por ejemplo, una persona puede sufrir una sobredosis de agua si bebe lo bastante como para conseguirlo. Lo mismo ocurre con el ozono de la estratosfera. Por un lado, nos protege de la dañina radiación UV. Pero, por otro, puede ser irritante y destruir productos de plástico (hay más detalles sobre esto en el apartado “Respirar aire contaminado: la bruma fotoquímica”).

Por qué decrece la capa de ozono

La capa de ozono absorbe casi el 99 % de la radiación ultravioleta que llega a la Tierra procedente del Sol. Nos protege de los efectos de un exceso de radiación ultravioleta, entre los que se incluyen las quemaduras solares, el cáncer de piel, las cataratas oculares y el envejecimiento dérmico prematuro. Gracias a la capa de ozono, podemos disfrutar de estar al aire libre sin quemarnos como si estuviéramos en un horno; sin esa capa, no habría vida en la Tierra.

¿Cómo se forma el ozono (O_3)? La radiación ultravioleta descompone el oxígeno de la *mesosfera* (la porción de la atmósfera terrestre situada entre la estratosfera) y la *termosfera* (la capa atmosférica que alcanza hasta el espacio exterior) y lo deja convertido en átomos de oxígeno altamente reactivos. Estos átomos de oxígeno se combinan con moléculas de oxígeno en la estratosfera y crean el ozono.

$$O_2\ (g) + \text{radiación ultravioleta} \rightarrow 2\,O\ (g)$$
$$O_2\ (g) + O\ (g) \rightarrow O_3\ (g)$$

Por desgracia, la capa de ozono no es una defensa perfecta. Los siguientes apartados explican por qué peligra la capa de ozono.

Cómo reacciona el ozono con otros gases

La civilización humana libera muchas sustancias químicas gaseosas a la atmósfera. Muchos de los gases químicos se descomponen con rapidez al reaccionar entre ellos o al reaccionar con el vapor de agua de la atmósfera; así se forman compuestos tales como ácidos que después caen al suelo en forma de lluvia (no dejes de leer el apartado posterior de este mismo capítulo: "¡Me deshagooo!: lluvia ácida"). Además de formar lluvia ácida, algunas de esas sustancias químicas también dan lugar a bruma fotoquímica (la tratamos en el apartado "Respirar aire contaminado: la bruma fotoquímica" de este mismo capítulo).

Pero estas reacciones se producen con bastante rapidez y la gente las ataja de diversas maneras; muchas de ellas consisten en interrumpir la serie de reacciones que produce el contaminante deteniendo la liberación al ambiente de una sustancia química crítica.

Algunos tipos de compuestos químicos gaseosos son más bien *inertes* (inactivos y no reactivos), así que se quedan pululando en la atmósfera y ejercen efectos negativos durante bastante tiempo. Un tipo de estos compuestos problemáticos lo representan los *clorofluorocarbonos* (a los que se suele aludir por las siglas CFC), que son gases que se componen de cloro, flúor y carbono.

Como los CFC son muy poco reactivos, se pensó que eran idóneos como refrigerantes en neveras, congeladores y aires acondicionados de coches (el freón-12), y también como productos espumantes para plásticos, como el poliestireno extruido, y como propulsores para botes de aerosoles. De hecho, para esas funciones eran estupendos, pero resultó que se liberaron a la atmósfera en grandes cantidades y con los años se han difundido hasta la estratosfera, donde han provocado una enorme alteración.

Efectos dañinos de los CFC para la capa de ozono

Aunque los CFC no son muy reactivos cuando permanecen cerca del suelo (son bastante inertes), la mayoría de los científicos creen que reaccionan con el ozono de la atmósfera y dañan la capa de ozono de la estratosfera. La reacción se produce de la siguiente manera:

1. **Un CFC típico, CF_2Cl_2, reacciona con la radiación ultravioleta y se**

forma un átomo de cloro altamente reactivo.

$$CF_2Cl_2\ (g) + \text{luz UV} \rightarrow CF_2Cl\ (g) + Cl\ (g)$$

2. **El reactivo átomo de cloro reacciona con el ozono de la estratosfera y produce moléculas de gas oxígeno y monóxido de cloro (ClO).**

$$Cl\ (g) + O_3\ (g) \rightarrow O_2\ (g) + ClO\ (g)$$

Esta reacción destruye la capa de ozono. Si eso fuera todo, los problemas serían mínimos.

3. **El monóxido de cloro (ClO) puede entonces reaccionar en la estratosfera con otro átomo de oxígeno; da lugar a una molécula de oxígeno y un átomo de cloro; la molécula de oxígeno y el átomo de cloro recién creados vuelven a estar disponibles para iniciar de nuevo todo el proceso de destrucción del ozono.**

$$ClO\ (g) + O\ (g) \rightarrow O_2\ (g) + Cl\ (g)$$

De modo que una sola molécula de CFC puede iniciar un proceso capaz de destruir muchas moléculas de ozono.

¿Se producen aún CFC perjudiciales?

El problema de la reducción del ozono se detectó en la década de 1970. Como consecuencia, los gobiernos de muchos países industrializados empezaron a exigir la reducción de la cantidad de CFC y de halones que se liberaban a la atmósfera. (Los halones, que contienen bromo además de flúor y cloro, solían utilizarse para apagar incendios, sobre todo para extintores próximos a ordenadores.)

En muchos países se prohibió el empleo de los CFC como propulsores de aerosoles. Los CFC utilizados en la producción de plásticos y espumas pasaron a recuperarse, en vez de liberarse a la atmósfera. Se aprobaron leyes para garantizar la recuperación de los CFC y halones empleados como refrigerantes durante la recarga y la reparación de los aparatos. En 1991 Du Pont empezó a fabricar refrigerantes inocuos para la capa de ozono. Y en 1996 Estados Unidos y otros ciento cuarenta países dejaron de fabricar cualquier clase de CFC.

Sin embargo, y por desgracia, se trata de compuestos extremadamente estables que permanecerán en la atmósfera durante mucho tiempo. Si el daño que la humanidad ha causado a la capa de ozono no es demasiado grave, puede que se recupere por sí sola (igual que se regenera la piel para recuperarse de una quemadura solar). Pero es muy posible que pasen años antes de que la capa de ozono recupere su composición original.

Qué es el efecto invernadero

Cuando la mayoría de la gente piensa en los contaminantes del aire, piensa en sustancias químicas como el monóxido de carbono, los CFC o los hidrocarburos. Pero el dióxido de carbono, producto de la respiración animal y compuesto que usan las plantas en el proceso de la fotosíntesis, también se puede considerar un contaminante si existe en cantidades especialmente elevadas.

A finales de la década de 1970 y comienzos de los años ochenta, la comunidad científica reparó en que la temperatura media del planeta Tierra estaba aumentando. Calcularon que un incremento del dióxido de carbono (CO_2) y algunos otros gases, como los CFC, el metano (CH_4, un hidrocarburo) y el vapor de agua (H_2O) eran los responsables del ligero aumento de la temperatura debido al *efecto invernadero*; el proceso se llamó así porque los gases ejercen el mismo efecto que las paredes y el techo de cristal de los invernaderos: retener el calor en su interior, así que los gases causantes del proceso se llamaron *gases de efecto invernadero*.

El efecto invernadero funciona de la siguiente manera: como la radiación procedente del Sol atraviesa la atmósfera terrestre, llega hasta el suelo y calienta los continentes y los mares. Parte de esta energía solar se envía de vuelta (reflejada) a la atmósfera en forma de calor (radiación infrarroja), donde es absorbida por ciertos gases (CO_2, CH_4, H_2O y CFC), los cuales, a su vez, calientan la atmósfera. Este proceso contribuye a templar y mantener bastante constante la temperatura del planeta y de la atmósfera y, gracias a ello, no soportamos variaciones extremas de temperatura entre el día y la noche. Así que, en general, el efecto invernadero es algo positivo, no negativo.

Pero, si en la atmósfera pulula un exceso de CO_2 y de otros gases de efecto invernadero, estos retendrán demasiado calor en la atmósfera, la cual se calienta y altera muchos de los delicados ciclos terrestres. Este fenómeno suele denominarse *calentamiento global*, o *cambio climático global*, y en la actualidad se produce dentro de la atmósfera terrestre.

La civilización moderna depende de la quema de combustibles fósiles (carbón, gas natural o petróleo) para obtener energía. La gente quema carbón o gas

natural para producir electricidad, gasolina para poner en marcha motores de combustión interna, y gas natural, gasóleo, madera y carbón para calentar los hogares. Además, los procesos industriales queman carburantes para producir calor. Como consecuencia de la combustión de todos esos combustibles fósiles, la concentración de CO_2 en la atmósfera ha aumentado de 318 ppm en 1960 a 388 ppm en 2010. (Si no te suena la unidad de concentración ppm, que son partes por millón, consulta el capítulo 9.) El exceso de CO_2 ha provocado el aumento de la temperatura media de la atmósfera en, aproximadamente, 0,5 °C. Puede que esa cantidad en la temperatura media de la atmósfera no parezca mucho, pero esta tendencia al calentamiento global puede tener graves efectos en diversos ecosistemas del planeta:

- ✔ El aumento de la temperatura atmosférica puede fundir masas de hielo que hagan subir el nivel del mar en todo el mundo. La subida del nivel del mar puede deparar la pérdida de litorales (no pocas playas y algunas islas quedarán bajo el agua) y hacer a mucha gente vulnerable a *mareas de tempestad* (crecidas de agua extremadamente peligrosas que ocurren durante tormentas muy fuertes).
- ✔ El aumento de la temperatura puede repercutir en los patrones de crecimiento de las plantas.
- ✔ Las zonas tropicales del mundo pueden crecer y deparar una propagación de enfermedades tropicales.

Respirar aire sucio: la boina de contaminación

La *boina de contaminación* (o *smog*) es un término genérico que se usa para referirse a la bruma de polución que se instala sobre las ciudades y suele dar problemas para la respiración. Los dos tipos principales de boina de contaminación son:

- ✔ La bruma gris o industrial.
- ✔ La bruma fotoquímica.

Bruma gris o industrial

La *bruma gris* o *industrial* es una mezcla atmosférica de gases formados por niebla, hollín, ceniza, ácido sulfúrico (H_2SO_4, ácido de baterías) y dióxido de

azufre (SO_2). La ciudad de Londres permaneció sumida en esta contaminación del aire durante la primera parte del siglo XX debido a la quema de carbón para obtener calor en aquella ciudad tan poblada. La peligrosa mezcla de gases y hollín procedente de las estufas y hornos de carbón mató a más de ocho mil londinenses en el año 1952.

El empleo de precipitadores electrostáticos y depuradoras (consulta los apartados "A la carga y que caigan todos: precipitadores electrostáticos" y "Agua de lavado: depuradoras", ambos más adelante en este mismo capítulo), combinado con filtros, han sido eficaces para reducir la emisión de hollín, ceniza y ácido sulfúrico en la atmósfera, y han reducido la aparición de este tipo de boina de contaminación.

Bruma fotoquímica

La *bruma fotoquímica* se produce cuando la luz del sol desencadena ciertas reacciones químicas relacionadas con hidrocarburos sin quemar y óxidos de nitrógeno (normalmente indicados mediante NO_x, lo que alude a una mezcla de NO y NO_2). El motor convencional de los automóviles produce estos dos compuestos cuando está en marcha. La bruma fotoquímica es la neblina marrón que a veces entorpece la visibilidad en las grandes ciudades. Estas zonas son especialmente vulnerables a la bruma fotoquímica, sobre todo si están rodeadas por montañas: soportan gran cantidad de tráfico rodado, que emite las sustancias químicas que reaccionan y la generan, y las montañas y el viento crean condiciones ideales para que se produzca la inversión térmica, lo que mantiene atrapadas las partículas en suspensión cerca de las ciudades. (Cuando hay inversión térmica, una capa de aire caliente se sitúa sobre una capa de aire más frío. El aire caliente mantiene atrapados cerca del suelo el aire más frío y las partículas en suspensión que alberga. Es un fenómeno comparable a cuando las sábanas bloquean el paso de ciertos gases nocivos dentro de la cama. La polución gaseosa queda atrapada y no puede ascender por la atmósfera. Se queda cerca de la población y causa todo tipo de problemas.)

La química de la boina de contaminación no está nada clara (eso ha sido un juego de palabras), pero se conocen los fundamentos que dan origen a este tipo de bruma. El nitrógeno de la atmósfera se oxida en monóxido de nitrógeno dentro de los motores de combustión interna de los vehículos y se libera a la atmósfera a través de los sistemas de expulsión de gases de los motores:

$$N_2\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ NO\ (g)$$

El monóxido de nitrógeno se oxida en dióxido de nitrógeno con el oxígeno del aire:

$$2\ NO\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ NO_2\ (g)$$

El dióxido de nitrógeno, un gas marrón, irrita los ojos y los pulmones. Absorbe luz solar y después produce monóxido de nitrógeno y átomos de oxígeno muy reactivos:

$$NO_2\ (g) + \text{luz solar} \rightarrow NO\ (g) + O\ (g)$$

Estos átomos de oxígeno reaccionan con rapidez con las moléculas de gas oxígeno diatómico (dos átomos) que hay en el aire y genera ozono (O_3):

$$O\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow O_3\ (g)$$

Ese ozono es igual que el que actúa como escudo protector de la radiación ultravioleta en la estratosfera, pero cuando se encuentra cerca de la superficie, actúa como un potente irritante en los ojos y los pulmones. Ataca el caucho y lo endurece, lo que acorta la vida de los neumáticos de los coches y las juntas de goma de las puertas. También afecta a las cosechas, como el tomate y el tabaco.

Los hidrocarburos sin quemar que expulsan los coches también reaccionan con los átomos de oxígeno y el ozono y generan diversos aldehídos orgánicos que asimismo son irritantes. Estos hidrocarburos pueden reaccionar con oxígeno diatómico y dióxido de nitrógeno; así dan lugar a peroxiacetilnitratos (PAN):

$$\text{Hidrocarburos}\ (g) + O\ (g) + NO_2\ (g) \rightarrow \text{PAN}$$

Los PAN también irritan los ojos y los pulmones, y suelen ser muy reactivos, lo que daña los organismos vivos. La combinación del dióxido de nitrógeno marrón, el ozono y los PAN conforma la bruma fotoquímica (o *smog*), que reduce la visibilidad y es una de las principales causas de los problemas respiratorios. Y, por desgracia, cuesta mucho controlarla.

Se vigilan de cerca las emisiones del tráfico rodado y se establecen controles estrictos para reducir al mínimo la emisión a la atmósfera de hidrocarburos sin quemar. Algunos países han aprobado leyes para contribuir a reducir las emisiones de hidrocarburos de los coches. El convertidor catalítico se desarrolló para facilitar la reacción de los hidrocarburos sin quemar y lograr así una emisión menos dañina de dióxido de carbono y agua. (Como ventaja añadida, eso obligó a retirar el plomo de la gasolina porque se cargaba el catalizador y dejaba inservible el conversor catalítico. La gran campaña para eliminar el plomo acabó con una de las principales fuentes de emisión de ese metal pesado letal en el medio ambiente.)

Aunque algunas medidas han resultado un tanto efectivas (como la introducción de los conversores analíticos y de filtros de carbón activo para reducir los vapores de la gasolina), la bruma fotoquímica sigue siendo un problema. Hasta que la humanidad desarrolle un sustituto viable para los motores de combustión interna o exija el transporte público colectivo, la bruma fotoquímica se quedará con nosotros durante muchos años.

¡Me deshagooo!: lluvia ácida

La bruja malvada de *El mago de Oz* se disolvió con el agua. A veces a los edificios les pasa lo mismo debido a los efectos de la lluvia ácida en la piedra caliza y el mármol. El agua de lluvia es ácida de por sí (con pH inferior a 7) como resultado de la disolución de dióxido de carbono en la humedad de la atmósfera y la formación de ácido carbónico. (Consulta el capítulo 11 para saber más sobre el ácido carbónico y la escala de pH.) Esta interacción da lugar a agua de lluvia con un pH que ronda 5,6. La expresión *lluvia ácida*, o *deposición ácida*, se usa para describir la precipitación de lluvia con un pH mucho más bajo (más ácido) de lo que se puede explicar mediante la simple disolución del dióxido de carbono. A continuación encontrarás una explicación general de la lluvia ácida con todo lo que abarca y cómo limpiarla.

No te bebas el agua: qué hay en la lluvia ácida

La lluvia ácida se forma cuando ciertas partículas en suspensión de la atmósfera, sobre todo óxidos de nitrógeno y azufre, se disuelven en la humedad de la atmósfera y caen a la superficie en forma de lluvia con un valor bajo de pH.

Los óxidos de nitrógeno (NO, NO_2, etc.) se forman de manera natural durante descargas eléctricas de rayos en la atmósfera. Esta es una de las vías de fijación del nitrógeno en la naturaleza, es decir, que así queda en una forma que puedan aprovechar las plantas. Sin embargo, el ser humano multiplica en gran medida la cantidad de óxidos de nitrógeno atmosféricos mediante el uso de los coches. Los motores de combustión interna hacen que los hidrocarburos de la gasolina reaccionen con el oxígeno del aire, lo que produce dióxido de carbono (y monóxido de carbono) y agua. Pero el nitrógeno del aire (alrededor del 78 % del aire es nitrógeno) también puede reaccionar con el oxígeno a las altas temperaturas del motor. Esta reacción puede producir óxido nítrico (NO), que entonces se libera a la atmósfera:

$$N_2\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ NO\ (g)$$

Cuando el NO entra en la atmósfera, reacciona con más gas oxígeno y produce dióxido de nitrógeno (NO_2):

$$2\ NO\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ NO_2\ (g)$$

Ese dióxido de nitrógeno (dióxido nitroso) puede reaccionar entonces con el vapor de agua atmosférico y dar lugar a ácidos nítrico y nitroso:

$$2\ NO_2\ (g) + H_2O\ (g) \rightarrow HNO_3\ (aq) + HNO_2\ (aq)$$

Estas disoluciones ácidas diluidas caen al suelo con un valor bajo de pH, por lo general de entre 4,0 y 4,5 (aunque se han registrado lluvias con un pH de hasta 1,5).

En algunas zonas, una parte considerable de la lluvia se debe a óxidos de nitrógeno, pero en otras áreas está causada, sobre todo, por óxidos de azufre, generados principalmente por centrales eléctricas así como por la combustión de carbón y gasóleo. Los compuestos que portan azufre se encuentran en forma de impurezas en el carbón y el gasóleo, a veces en cantidades tan elevadas como el 4 % del peso. Cuando se queman estos compuestos producen un gas de dióxido de azufre (SO_2). Cada año se liberan a la atmósfera muchos millones de toneladas de SO_2 procedentes de centrales eléctricas. El SO_2 reacciona con el vapor de agua de la atmósfera y genera ácido sulfuroso (H_2SO_3), y con el oxígeno de la atmósfera produce trióxido de azufre (SO_3):

$$SO_2\ (g) + H_2O\ (g) \rightarrow H_2SO_3\ (aq)$$
$$2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ SO_3\ (g)$$

Este trióxido de azufre reacciona a su vez con la humedad de la atmósfera y produce ácido sulfúrico (H_2SO_4), que es el mismo ácido que portan las baterías de los coches:

$$SO_3\ (g) + H_2O\ (g) \rightarrow H_2SO_4\ (aq)$$

De modo que los ácidos sulfuroso y sulfúrico que hay disueltos en el agua de lluvia forman la lluvia ácida que cae al suelo. ¿Quién quiere bañarse en ácido de baterías?

Los ácidos que se forman en la atmósfera pueden recorrer muchos cientos de kilómetros antes de precipitarse a la superficie en forma de lluvia ácida y dejar su huella tanto en las cosas vivientes como en las inertes. Los ácidos de la lluvia reaccionan con el hierro de los edificios y automóviles, y los corroen. Pero, además, destruyen los detalles artísticos cuando reaccionan con el mármol de las estatuas y con la piedra caliza de los edificios y crean compuestos solubles que se disuelven con el agua. (¿Quieres ver ese fenómeno en acción? Pon una gota de vinagre, un ácido, sobre un trozo de mármol y observa cómo se forman burbujas a medida que el ácido disuelve la piedra. Pero hazlo con cuidado. No hagas la prueba con nada demasiado valioso; tal vez sirva aquella tabla de mármol para cortar queso que te regaló la abuela Tomasa las Navidades pasadas.)

Seguramente no te sorprenda saber que la lluvia ácida es mala para la vegetación. La lluvia ácida se ha identificado como la principal causa de muerte de muchos árboles e, incluso, de bosques enteros. Aunque no los mate al instante, en ocasiones los bosques crecen más despacio debido a sus efectos. El crecimiento puede verse dificultado por la liberación al suelo de aluminio, que interfiere en la absorción de nutrientes, o puede frenarse debido a las bacterias del terreno.

Además, la lluvia ácida ha alterado los ecosistemas de muchos lagos. Se han registrado episodios de mortandad de peces y hay especies de ellos que han desaparecido de algunos de sus hábitats. De hecho, la lluvia ácida ha destruido los ecosistemas lacustres a base de dejarlos inertes.

Se han dado algunos pasos para reducir la lluvia ácida y sus efectos. La mejora de la eficacia de los combustibles y el uso de aparatos para controlar la contaminación de los vehículos de motor han contribuido a reducir la cantidad de óxido de nitrógeno liberado a la atmósfera. Pero las centrales eléctricas que funcionan con combustibles fósiles producen la mayor parte de los contaminantes que causan la lluvia ácida. Se han adoptado algunos sistemas de control para disminuir la cantidad de gases portadores de azufre que se emiten a la atmósfera, incluidos precipitadores electrostáticos y depuradoras (lo veremos en los dos apartados siguientes). Pero aunque hayan sido efectivos en la reducción de la cantidad de materia causante de lluvia ácida que se libera a la atmósfera, aún queda mucho por hacer antes de que el problema se reduzca a unas dimensiones manejables.

A la carga y que no quede ni uno: precipitadores electrostáticos

¿Jugaste alguna vez cuando eras pequeño a pasarte un peine por el pelo una mañana fría de invierno y usarlo después para pescar trocitos de papel? Un precipitador electrostático hace algo muy parecido.

Los *precipitadores electrostáticos* aportan una carga eléctrica negativa a partículas contaminantes. Los lados del precipitador tienen una carga positiva, así que las partículas negativas se ven impelidas hacia las paredes con carga positiva. Se quedan adheridas a las paredes, se acumulan en ellas y luego se pueden retirar (es como barrer las pelusas de polvo de debajo de la cama).

Uno de los sistemas de precipitación electrostática hace reaccionar el SO_2 producido por la quema de combustibles fósiles con cal (CaO) para dar lugar a sulfito de calcio sólido ($CaSO_3$):

$$SO_2\ (g) + CaO\ (s) \rightarrow CaSO_3\ (s)$$

El sulfito de calcio en polvo fino se precipita electrostáticamente y se recolecta. De este modo, se puede desechar de manera adecuada en un vertedero químico.

Agua de lavado: depuradoras

Las depuradoras son unas instalaciones que eliminan impurezas de gases contaminantes usando un chorro fino de agua para atrapar los gases en forma de disolución acuosa u obligarlos a pasar por una mezcla de reacción. El proceso se parece a utilizar un pulverizador de agua para asentar el polvo en zonas áridas.

Las depuradoras se pueden usar de manera muy eficaz para eliminar el dióxido de azufre haciéndolo pasar por una pasta de hidróxido de magnesio para convertirlo en sulfito de magnesio, que es una sustancia fácil de separar:

$$SO_2\ (g) + Mg(OH)_2\ (aq) \rightarrow MgSO_3\ (s) + H_2O\ (l)$$

¿Está mejorando la calidad del aire?

La calidad del aire en las grandes ciudades ha mejorado en los últimos veinte años. Los controles de la contaminación han reducido los óxidos de nitrógeno e hidrocarburos sin quemar que emiten los automóviles y la presencia de bruma fotoquímica ha descendido considerablemente.

Los controles también han reducido la cantidad de dióxidos de azufre que emiten las centrales eléctricas, lo que ha contribuido a reducir la lluvia ácida. Además, la prohibición de liberar CFC a la atmósfera debería tener algún efecto a la larga en la reducción de la capa de ozono. Así que, en muchos aspectos, sí, la calidad del aire está mejorando.

Pero los humanos seguimos lanzando cantidades ingentes de dióxido de carbono a la atmósfera. Y, al mismo tiempo, estamos agotando gran cantidad de los valiosos recursos vegetales y animales (biomasa) del planeta, que son los que consumen este exceso de dióxido de carbono.

Seguimos discutiendo los efectos ambientales de todo ello. Los científicos están de acuerdo en que los efectos son negativos; solo difieren en el grado de gravedad que creen que tiene el asunto. Si la humanidad consigue reducir su dependencia de los combustibles fósiles para conseguir electricidad y calor usando energía solar, nuclear o incluso de fusión, tal vez se logre algún avance en la reducción de la cantidad de dióxido de carbono liberado a la atmósfera. Esta estrategia sumada a una restricción de la destrucción forestal podría servir para controlar el problema del calentamiento global.

Capítulo 19

Las particularidades de la contaminación del agua

En este capítulo

- Conoce el origen del abastecimiento de agua
- Descubre que la estructura del agua la hace vulnerable a la contaminación
- Echa un vistazo a los diversos tipos de contaminantes del agua
- Entérate de cómo se realiza el tratamiento del agua

El agua es absolutamente necesaria para la supervivencia de cualquier persona. Al fin y al cabo, el 70 % del cuerpo humano es agua. Sin embargo, la mayor parte del agua terrestre se encuentra en los mares. Solo alrededor del 2 % del agua del planeta es agua dulce y poco más de tres cuartas partes de esa cantidad está en forma de hielo o en glaciares. Pero es esa cantidad ínfima de agua dulce apta para beber (agua potable) la que preocupa a la mayoría de la gente.

Estoy seguro de que eres muy consciente del agua que empleas para beber y de la que usas para asearte, cocinar y regar el jardín (o lavar el coche). Pero, a menos que vivas en una zona rural agrícola, apenas repararás en el agua que se dedica al cuidado de cultivos y animales para consumo humano.

Además, el agua se usa para eliminar productos de desecho de las casas, para producir electricidad, en reacciones químicas y torres de refrigeración. Y luego están las actividades de recreo, como salir a pasear en barca, nadar o pescar. Todos estos usos dependen de un suministro adecuado de agua de

calidad y limpia.

Pero ¿de dónde sale el agua? ¿Cómo se contamina y cómo se limpia? Estos interrogantes son, en realidad, preguntas sobre química. De hecho, la mayoría de la polución, ya sea atmosférica o hídrica, se puede relacionar con la química; de eso vamos a hablar en este capítulo: de la relación entre la química y la contaminación del agua. Así que toma asiento, ponte a mano un buen vaso de agua y zambúllete.

¿De dónde viene el agua y adónde va?

La cantidad real de agua que alberga la Tierra se mantiene bastante constante, pero su localización y pureza pueden variar. El agua se desplaza por todo el entorno mediante lo que se denomina el ciclo del agua, o ciclo hidrológico. La figura 19-1 lo ilustra mediante un diagrama y los siguientes apartados explican más a fondo en qué consiste.

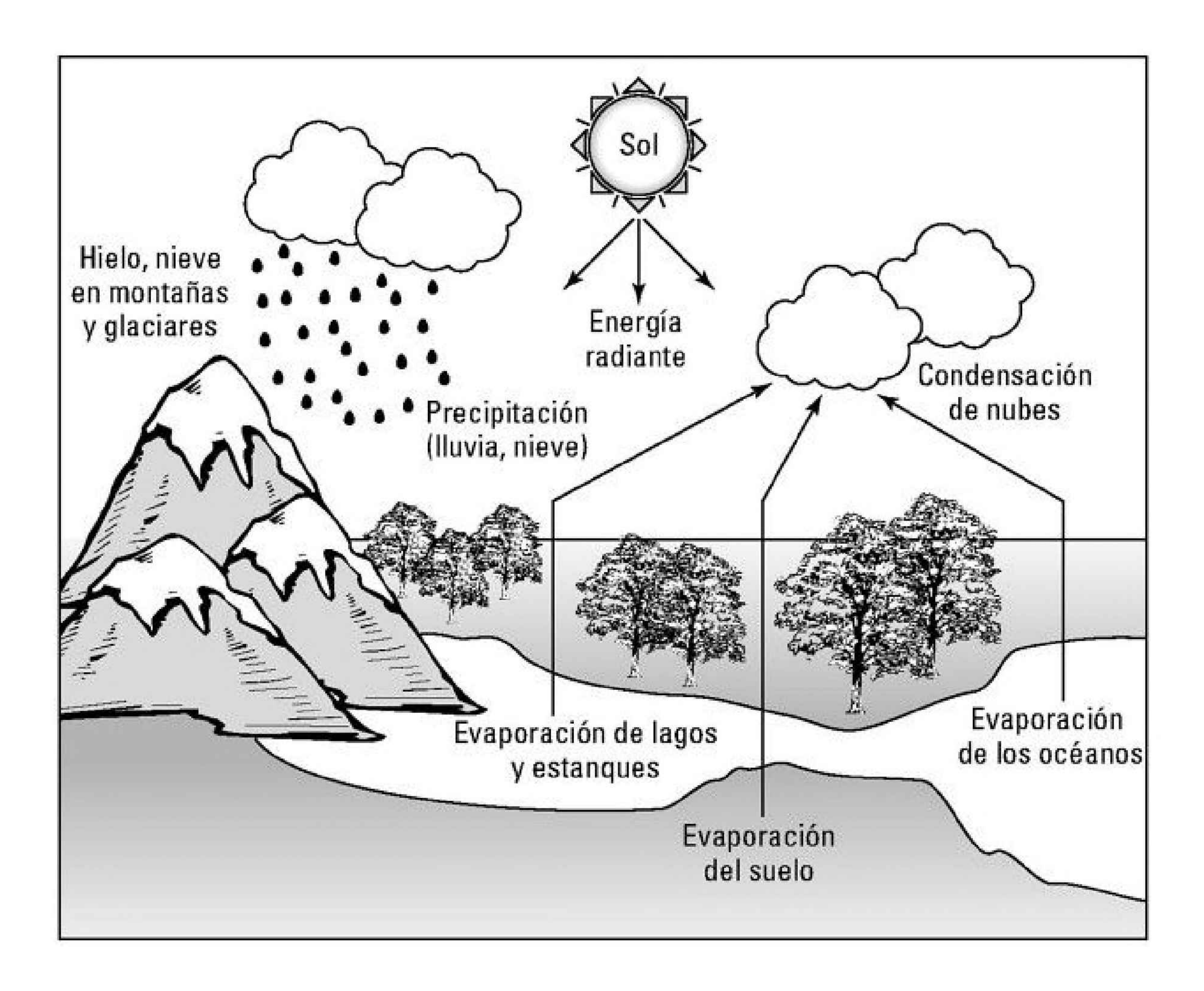


Figura 19-1:
El ciclo del agua.

Evaporación, condensación y vuelta a empezar

El agua se evapora (pasa de estado líquido a gas al calentarse) de lagos, ríos, océanos, árboles y hasta seres humanos. A medida que el agua se evapora, deja atrás cualquier contaminante que pueda haber acumulado. (La sal de la cinta y la gorra que usas para contener el sudor no se evapora junto con el sudor.) Este proceso de evaporación es una de las maneras que tiene la naturaleza de purificar el agua.

Una vez evaporada, el agua puede recorrer muchos kilómetros, o puede quedarse bastante cerca del lugar del que salió, dependiendo de los vientos dominantes. Tarde o temprano, el vapor se condensa (pasa de gas a líquido al enfriarse) y vuelve a caer al suelo en forma de lluvia, nieve o aguanieve.

Sigue el rastro del agua

El agua puede caer a la superficie y acumularse en un lago o río. Si lo hace, acaba abriéndose camino para llegar al mar. Si cae en el suelo, puede formar escorrentía y acabar en un lago o río, o puede filtrarse en el terreno y convertirse en aguas subterráneas. La capa porosa de suelo y roca que mantiene las aguas subterráneas forma una zona llamada *acuífero*. Esta zona ofrece una buena fuente de aguas subterráneas. Los pozos aprovechan esos acuíferos.

La actividad humana puede alterar el ciclo del agua. La retirada de la vegetación puede incrementar la frecuencia de la escorrentía y provocar que el suelo absorba menos agua. Los embalses y presas artificiales aumentan el área superficial disponible para la evaporación del agua. El empleo de más agua subterránea de la que se repone puede agotar los acuíferos y dar lugar a escasez de agua. Y la actividad humana puede contaminar el agua de formas muy diversas, que irás viendo a lo largo de este capítulo.

El agua vista de cerca: una sustancia muy inusual

El agua es una molécula polar. El capítulo 14 trata las moléculas polares en

detalle, pero vamos con un resumen rápido en relación con el agua: el oxígeno del agua (H_2O) tiene una *electronegatividad* (atracción de un par enlazante de electrones) mayor que los átomos de hidrógeno, así que los electrones enlazantes se ven forzados a acercarse más al oxígeno. Entonces, el extremo de oxígeno de la molécula de agua adquiere una carga parcial negativa y los átomos de hidrógeno adoptan una carga parcial positiva. Cuando el hidrógeno con carga parcial positiva de una molécula de agua es atraído hacia el oxígeno de carga parcial negativa de otra molécula de agua, puede darse una interacción bastante intensa entre ambas moléculas de agua, una interacción que se denomina *enlace de hidrógeno* (enlace H). Eso no debe confundirse con la bomba de hidrógeno, que es algo muy diferente. La figura 19-2 ilustra los enlaces de hidrógeno que se dan en el agua.

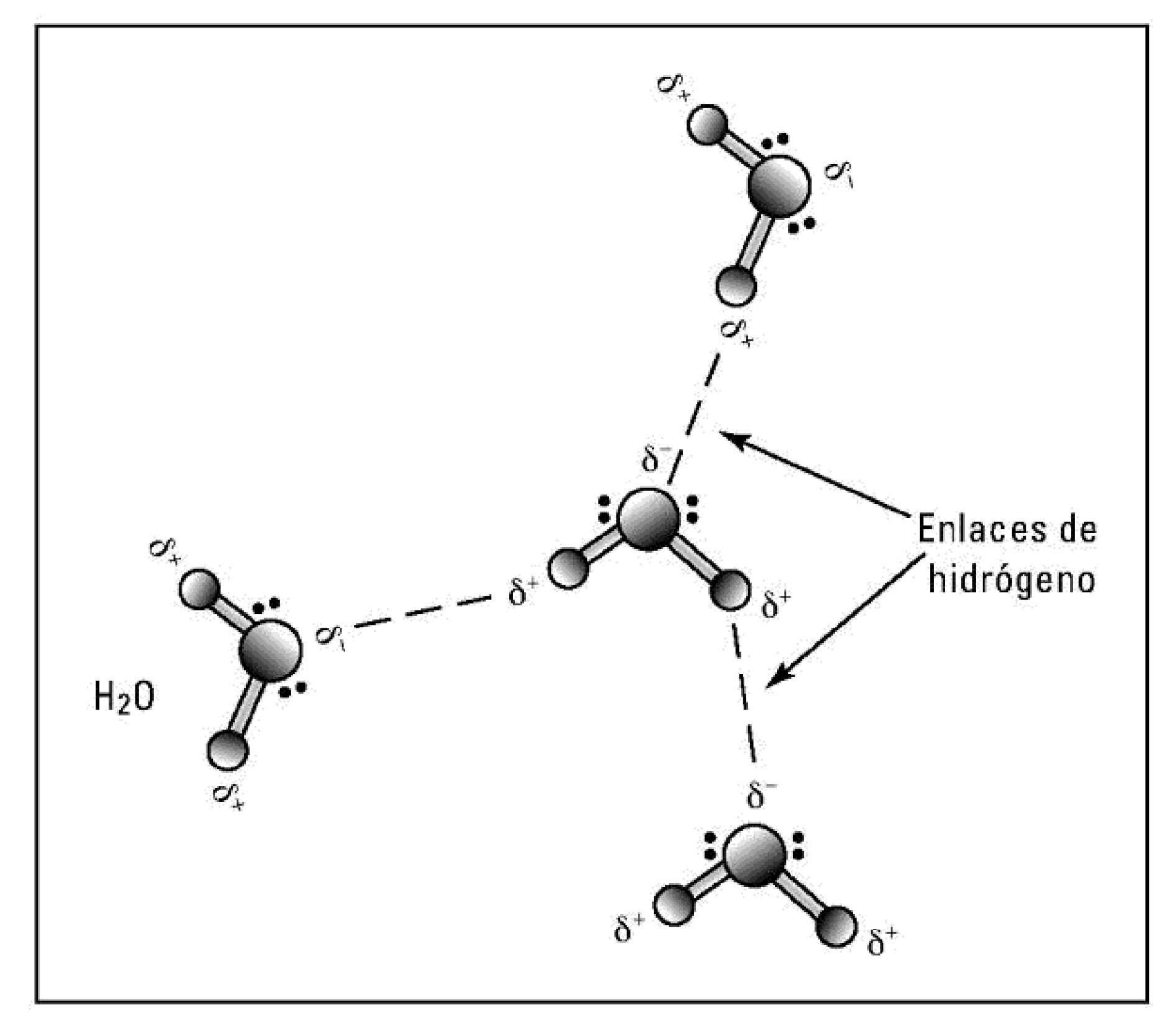


Figura 19-2:
Enlaces de hidrógeno en el agua.

RECUERDA

Los enlaces de hidrógeno, debidos a los enlaces polares covalentes de las moléculas de agua, confieren al agua unas propiedades particulares:

- ✔ **El agua tiene una tensión superficial muy elevada.** Las moléculas de agua que ocupan la superficie del líquido solo son atraídas desde abajo hacia la masa del líquido. Por su parte, las moléculas que conforman el cuerpo del líquido son atraídas en todas direcciones. Algunos insectos pueden andar sobre el agua porque no ejercen suficiente fuerza como para romper la tensión superficial. La elevada tensión superficial del agua también conlleva un índice de evaporación muy inferior al que cabría esperar.
- ✔ **El agua se vuelve líquida a temperaturas habituales en la Tierra.** El punto de ebullición de un líquido suele estar relacionado con su peso molecular. Las sustancias con un peso molecular cercano al del agua (18 g/mol) hierven a temperaturas mucho más bajas y se transforman en gas a una temperatura ambiente normal.
- ✔ **El hielo, el estado sólido del agua, flota al ponerlo en agua.** Por lo común, los sólidos tienen una densidad mayor que la de sus líquidos correspondientes, porque en los sólidos las partículas están más apretadas. Sin embargo, cuando el agua se congela, se queda atrapada en una red cristalina formada por grandes huecos debido a sus enlaces de hidrógeno. Así el hielo tiene una densidad más baja que el agua (fíjate en la figura 19-3).

El hecho de que el hielo flote es una de las razones por las que la vida, en toda su diversidad y magnitud, puede existir en la Tierra. Si el hielo fuera más denso que el agua, en invierno el agua de la superficie de los lagos se congelaría y se hundiría. La siguiente capa de agua de la superficie también se congelaría y se hundiría, y así sucesivamente. En poco tiempo, el lago entero quedaría congelado y sólido, lo que destruiría la mayor parte de la vida que albergara (como plantas y peces). Pero, en lugar de eso, el hielo flota y forma una capa aislante sobre el agua, que permite la existencia de la vida incluso en invierno.

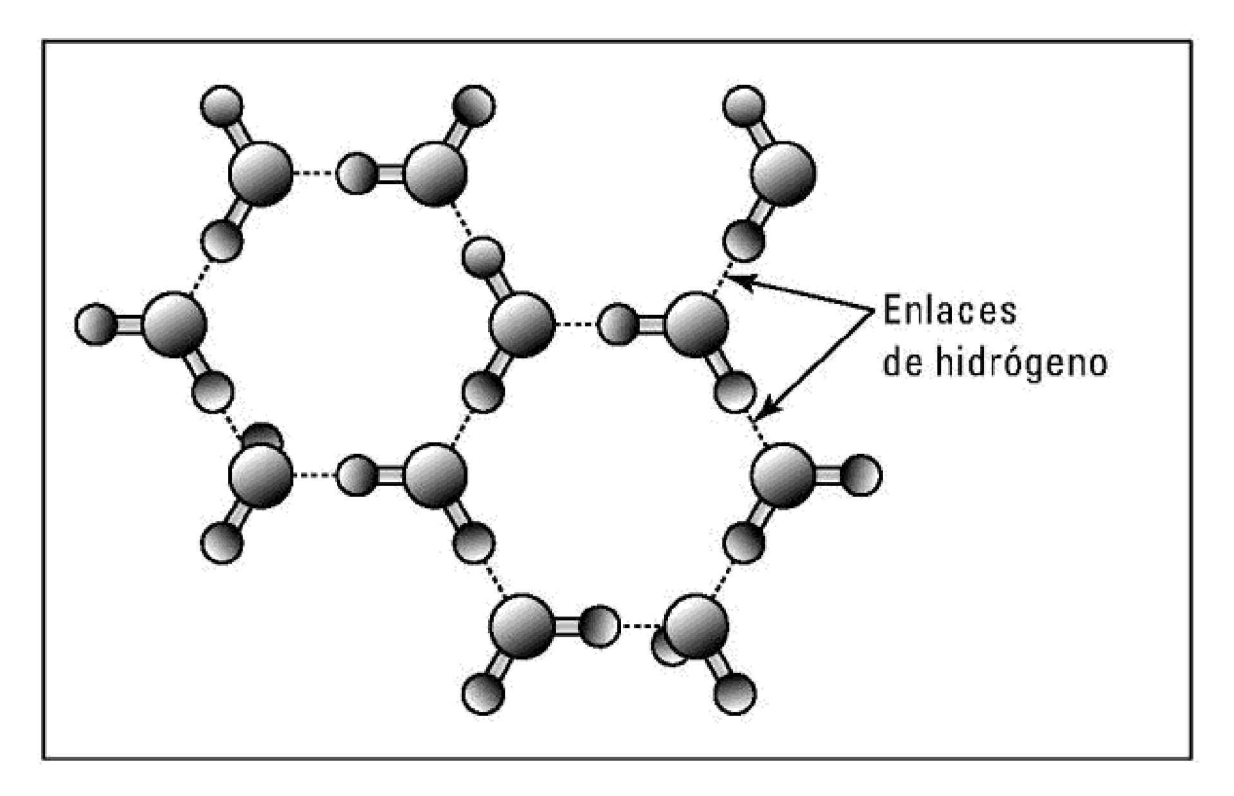


Figura 19-3:
La estructura del hielo.

- **El agua tiene una capacidad calorífica bastante alta.** La capacidad calorífica de una sustancia es la cantidad de calor que necesita absorber o liberar una sustancia para alterar un grado Celsius su temperatura. La capacidad calorífica del agua es casi diez veces mayor que la del hierro y cinco veces mayor que la del aluminio. Esto significa que los lagos y océanos pueden absorber y liberar grandes cantidades de calor sin experimentar un cambio significativo de temperatura, lo cual templa la temperatura de la Tierra. Los lagos absorben calor durante el día y lo liberan por la noche. Si el agua no tuviera una capacidad calorífica tan alta, la Tierra estaría sometida a grandes cambios de temperatura durante el ciclo día/noche.
- **El agua tiene un alto calor de evaporación.** El calor de evaporación de un líquido es la cantidad de energía necesaria para convertir un gramo de líquido en gas. El agua tiene un calor de evaporación de 54 cal/g (mira el capítulo 10 para saber más sobre la caloría, una unidad de medida del calor). Este elevado calor de evaporación nos permite librarnos de gran cantidad de calor cuando el sudor se evapora de la piel. Esta propiedad también contribuye a mantener el clima del planeta bastante moderado sin variaciones extremas a corto plazo.
- **El agua es un disolvente excelente para gran cantidad de sustancias.** De hecho, a veces la llaman el disolvente universal, porque

disuelve muchas cosas. El agua es una molécula polar, así que actúa como disolvente de solutos polares. Disuelve sustancias iónicas con facilidad; los extremos negativos de las moléculas de agua rodean los cationes (iones de carga positiva), mientras que los extremos positivos de las moléculas de agua rodean los aniones (iones de carga negativa). (Vuelve al capítulo 13 para refrescar la información sobre iones, cationes y aniones.) Mediante este mismo proceso, el agua es capaz de disolver muchos compuestos polares covalentes, como alcoholes y azúcares (mira el capítulo 14 para saber más sobre este tipo de compuestos). Es una propiedad atractiva, pero también conlleva que el agua disuelva muchas sustancias nada deseables para nosotros o capaces de dejarla inservible. En química todas esas sustancias se engloban bajo el término genérico de *contaminantes*.

Algunos contaminantes habituales del agua

Como el agua es un disolvente tan eficaz, absorbe con facilidad sustancias indeseadas de orígenes muy diversos. La figura 19-4 muestra algunos focos de contaminación del agua.

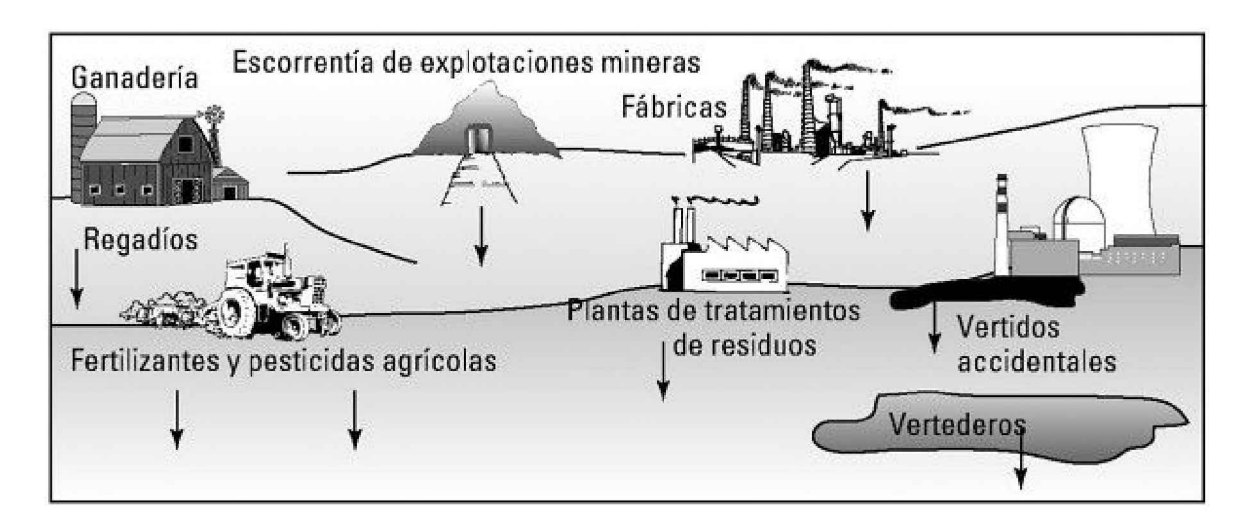


Figura 19-4:
Algunos focos de contaminación del agua.

La figura 19-4 ilustra lo que yo llamo la plaza de la Contaminación, porque muestra muchos focos de contaminación en un mismo lugar. Como es natural, no es habitual encontrarse tantos focos de contaminación tan concentrados.

Los focos de contaminación se suelen clasificar como fuentes puntuales y

fuentes no puntuales:

> ✔ Las fuentes puntuales son focos de contaminación con un origen identificable bien definido. Los vertidos de una industria química o de aguas fecales de una planta de tratamiento de aguas residuales representan ejemplos frecuentes de fuentes puntuales de contaminación. Las fuentes puntuales se localizan, controlan y regulan con facilidad. Casi todos los países desarrollados controlan constantemente estas fuentes de contaminación.
>
> ✔ Las fuentes no puntuales son focos de contaminación bastante difusos dentro de la naturaleza. Buenos ejemplos de este tipo de contaminación son las aguas contaminadas por escorrentía agrícola o por lluvia ácida. El control y la regulación de este tipo de contaminación resultan mucho más complejos porque no se puede identificar una empresa o persona particular como origen de la contaminación. No obstante, cada vez se dedican más esfuerzos a detectar las fuentes no puntuales de contaminación.

Los próximos apartados se centran en algunos de los contaminantes más habituales que se encuentran en el agua.

En realidad no nos hemos librado del plomo: contaminación heavy metal

El abastecimiento de agua está muy controlado para detectar metales pesados, porque suelen ser muy tóxicos. Las mayores fuentes de contaminación con metales pesados los constituyen los vertederos, las industrias, la agricultura, la minería y las redes antiguas de abastecimiento de aguas. Estos son algunos de los metales más contaminantes:

> ✔ **Plomo.** Este metal pesado contaminante tuvo mucha prensa en el pasado. Grandes cantidades de plomo llegaron al medio ambiente debido al empleo de gasolina con plomo: el tetraetilo de plomo que se usaba para aumentar el octanaje de la gasolina, se oxidaba durante el proceso de combustión y liberaba grandes cantidades de plomo a la atmósfera a través de los sistemas de escape de los vehículos. La escorrentía de lluvia arrastraba el plomo hasta los ríos y en ellos se depositaba. Otra fuente de plomo contaminante se encontraba en las antiguas tuberías de edificios públicos y privados. Estas tuberías solían ensamblarse con soldaduras de

plomo que después filtraban plomo al agua que se consumía.

- ✔ **Mercurio.** Este elemento se libera al medio acuático a partir de compuestos de mercurio utilizados para tratar semillas contra hongos y la descomposición. La escorrentía en campos de labor arrastra los compuestos de mercurio hasta las aguas superficiales y a veces hasta los acuíferos subterráneos que nos abastecen de agua.
- ✔ **Cromo.** Los coches también son una fuente indirecta de este metal pesado contaminante. Los compuestos de cromo (como CrO_4^{2-}) se usan para cromar (recubrir de una fina capa de cromo) parachoques y rejillas. Este cromado también obliga a usar el ion cianuro (CN^-), otro contaminante importante. Estos contaminantes se solían verter directamente a cauces de agua, pero ahora son pretratados o reducidos a una forma menos tóxica, o bien se precipitan (se convierten en sólidos) y se eliminan en vertederos.
- ✔ **Metales procedentes de la minería.** La minería también contribuye al problema de la contaminación con metales pesados. Cuando se explotan las minas, quedan expuestos al aire depósitos de minerales que contienen metales. Si las sustancias químicas utilizadas para extraer las menas o el carbón son ácidos, los metales de los minerales se disuelven y pueden abrirse paso hasta las aguas superficiales y, en ocasiones, incluso hasta las aguas subterráneas. Este problema se controla a veces mediante un proceso que aísla los productos del drenado de minas y después los trata para eliminar los iones de metal.

La concentración biológica es un problema que surge cuando las industrias vierten iones de metales pesados (contaminantes como los recién mencionados y otros) a masas de agua naturales. A medida que los iones metálicos recorren el ecosistema, se vuelven cada vez más concentrados. (Lo mismo ocurre con los radioisótopos; en el capítulo 20 hay más detalles.) Los iones se pueden liberar con un grado de concentración muy bajo, pero para cuando entran en la cadena alimenticia y llegan hasta nosotros, pueden tener ya una concentración tóxica. Esta situación se dio en la bahía de Minamata de Japón. Una industria vertía mercurio metálico en la bahía. A medida que el metal se desplazaba por el ecosistema se iba convirtiendo en el compuesto extremadamente tóxico metilmercurio. Algunas personas murieron por las toxinas y otras sufrieron secuelas permanentes.

Cuando llueve ácido

Cuando los óxidos de nitrógeno y azufre se mezclan con la humedad de la atmósfera, forman unas precipitaciones muy ácidas (la lluvia ácida). Esta lluvia altera el pH de los lagos y ríos, y según se ha comprobado, causa graves daños a la vida acuática. De hecho, en algunos lagos ha aniquilado la vida por completo.

La lluvia ácida es un buen ejemplo de fuente de contaminación no puntual. Cuesta identificar su origen con un solo foco. Los controles de la contaminación del aire han reducido la producción de lluvia ácida, pero sigue siendo un gran problema. (Para saber más sobre la lluvia ácida, consulta el capítulo 18.)

Enfermedades provocadas por agentes infecciosos

Esta categoría de contaminación incluye las bacterias coliformes fecales de las heces humanas y de animales. Hace tiempo, las bacterias coliformes fecales eran en todo el mundo un gran problema y causaban epidemias de fiebre tifoidea, cólera y disentería. El tratamiento de las aguas fecales ha reducido su impacto en los países industrializados, pero sigue siendo un verdadero problema en el Tercer Mundo.

Muchos expertos creen que más de tres cuartas partes de las enfermedades del mundo están relacionadas con contaminantes biológicos del agua. Y aún hoy se cierran a veces playas y lagos en los países desarrollados debido a la contaminación biológica.

Un control más estricto por parte de los municipios del tratamiento de las aguas residuales, las fosas sépticas y la escorrentía de las plantas de engorde de ganado contribuiría a reducir la contaminación biológica de nuestras aguas.

Filtraciones de vertederos y de depósitos enterrados de almacenamiento de productos tóxicos

Los vertederos (tanto los basureros convencionales como los de productos químicos peligrosos) son una de las principales fuentes de contaminación de acuíferos. Los vertederos que se construyen en la actualidad requieren recubrimientos especiales para evitar que los materiales peligrosos se filtren

al agua del subsuelo. También deben contar con equipos de monitorización para confirmar que no hay fugas de materiales peligrosos desde el vertedero. Sin embargo, hay muy pocos vertederos provistos de esos recubrimientos y esos sistemas de monitorización.

Muchos vertederos contienen sustancias químicas orgánicas volátiles. En este grupo de residuos figuran el benceno y el tolueno (ambos carcinógenos), hidrocarburos clorados, como el tetracloruro de carbono y el tricloroetileno, que antes se usaba como disolvente para la limpieza en seco. Aunque estos compuestos no son muy solubles en agua, se acumulan en una concentración de varias partes por millón. Sus efectos a largo plazo en la salud humana aún se desconocen.

La mayor parte de la gente imagina los desechos tóxicos como vertidos industriales, pero los vertederos municipales se están convirtiendo en los puntos de destino más habituales de los residuos domésticos peligrosos. Cada año los vertederos privados reciben toneladas de materiales tóxicos como los siguientes:

- ✔ pilas con metales pesados, como mercurio
- ✔ pinturas al aceite con disolventes orgánicos
- ✔ aceite de motor con metales y compuestos orgánicos
- ✔ gasolina con disolventes orgánicos
- ✔ baterías de coches con ácido sulfúrico y plomo
- ✔ anticongelante con disolventes orgánicos
- ✔ productos domésticos con disolventes orgánicos y pesticidas
- ✔ detectores de fuego y humo con isótopos radiactivos
- ✔ quitaesmaltes de uñas con disolventes orgánicos

Algunas ciudades y países están intentando reducir la cantidad de sustancias tóxicas que se libera al medio ambiente creando puntos especiales de recogida de materiales como aceite de motor usado. Pero aún queda mucho por hacer.

Los depósitos enterrados para almacenar residuos tóxicos son otro foco de sustancias químicas orgánicas volátiles. ¿El principal culpable? Los viejos y oxidados tanques de gasolina, sobre todo los de estaciones de servicio que han dejado de funcionar hace mucho tiempo. Menos de cuatro litros de gasolina filtrada al subsuelo pueden contaminar el abastecimiento de agua de una

ciudad de tamaño medio. Algunas regulaciones recientes han exigido la identificación y sustitución de los depósitos con fugas, pero las estaciones de servicio abandonadas pueden ser una enorme fuente de contaminación.

Las alternativas a los vertederos las representan las plantas de reciclaje y de incineración. Algunos de los materiales que suelen acabar en vertederos públicos se pueden reciclar (el papel, el cristal, el aluminio y algunos plásticos, por ejemplo), pero aún hay que hacer más. La incineración de algunos materiales se puede realizar produciendo electricidad. La incineración actual genera muy poca contaminación atmosférica.

Filtración de contaminantes desde explotaciones agrícolas

Muchos tipos de contaminación hídrica están relacionados con la industria agrícola. Por ejemplo, el uso excesivo de fertilizantes, que contienen compuestos de nitrato y fosfato, ha provocado un desarrollo espectacular de algas y plantas en lagos y ríos. Este crecimiento desproporcionado altera los ciclos naturales de esos sistemas acuáticos, lo que induce en ellos un envejecimiento prematuro, un proceso que se conoce como *eutrofización*.

Además, los pesticidas empleados para tratar las cosechas acaban llegando a veces a masas de agua naturales. Estos pesticidas, sobre todo los organofosforados, pueden sufrir concentración biológica (mira el apartado anterior a este: “En realidad no nos hemos librado del plomo: contaminación *heavy metal*”). Los efectos del DDT han llevado a prohibir su uso, pero aún se fabrica y se vende en algunos países.

El vertido de tierra y barro en las masas de agua naturales es otra forma de contaminación relacionada con la industria agrícola. La tierra se acumula en el agua e interfiere en los ciclos naturales de lagos y ríos, y también acarrea sustancias químicas agrícolas hasta las masas de agua naturales.

Contaminación con calor: contaminación térmica

RECUERDA

La gente suele pensar que los mayores contaminantes son sustancias como el plomo, el mercurio, compuestos orgánicos tóxicos y pilas.

Pero el calor también puede ser un gran contaminante. La solubilidad de un gas en un líquido desciende con el aumento de la temperatura (consulta el capítulo 6 para saber más sobre la solubilidad de los gases), así que el agua caliente no contiene tanto oxígeno disuelto como el agua fría. Y ¿qué relación hay entre eso y la contaminación? La cantidad de oxígeno del agua tiene una incidencia directa en la vida acuática. La reducción del contenido de oxígeno disuelto en el agua debida al calor se denomina *contaminación térmica*.

Las industrias, sobre todo las que generan energía eléctrica, usan una cantidad inmensa de agua para enfriar vapor y volver a condensarlo en agua. Esta agua se suele extraer de un lago o un río, se usa para el proceso de enfriamiento y después se devuelve a la misma masa de agua. Si el agua caliente se devuelve directamente al lago o al río, el aumento de la temperatura puede reducir la concentración de oxígeno por debajo de la necesaria para la supervivencia de algunos peces. El aumento de la temperatura también puede acelerar o frenar los ciclos naturales de la vida acuática, como el desove.

Algunas leyes regionales prohíben la devolución del agua caliente a los lagos o ríos. Las industrias enfrían el agua dejándola en pozas o haciéndola pasar por el exterior de torres de enfriamiento. Las torres de enfriamiento facilitan que el agua libere el calor a la atmósfera. Sin embargo, estos dos métodos conllevan una pérdida considerable de agua por evaporación. (Y, créeme, a algunas zonas no les va nada bien un aumento de la humedad.)

Agotamiento del oxígeno: la DBO

Si la materia orgánica (como las aguas residuales sin tratar, las sustancias químicas orgánicas o una vaca muerta) llega al agua, se descompone. El proceso de descomposición consiste básicamente en la oxidación de los compuestos orgánicos por parte de bacterias aerobias, es decir, consumidoras de oxígeno, para transformarse en moléculas más simples, como dióxido de carbono y agua.

El proceso consume oxígeno disuelto (OD) procedente del agua. La cantidad de oxígeno necesario para oxidar la materia orgánica recibe el nombre de *demanda biológica* (o bioquímica) de oxígeno (DBO) y suele medirse en partes por millón (ppm) de oxígeno necesario. Si la DBO es demasiado alta, se consume demasiado oxígeno disuelto y no queda suficiente oxígeno para los peces, lo que causa mortandad en la fauna acuática y eleva aún más la DBO.

En casos extremos, ni siquiera queda suficiente oxígeno para que sobrevivan las bacterias aerobias, así que otro tipo de bacterias, las anaerobias, asumen el trabajo de descomponer la materia orgánica. Las bacterias anaerobias no usan el oxígeno del agua, sino el que hay en los compuestos orgánicos. Las bacterias anaerobias reducen los desechos en lugar de oxidarlos. (Consulta el capítulo 7 para saber en qué consisten la oxidación y la reducción.) Lo malo es que las bacterias anaerobias descomponen la materia orgánica en compuestos fétidos, como el sulfuro de hidrógeno (H_2S), el amoníaco y las aminas.

Para detener el exceso de DBO en las masas de agua naturales, la mayoría de las industrias químicas someten a un pretratamiento (por lo común con oxidación) a sus desechos químicos antes de soltarlos en el agua. Las ciudades y pueblos hacen lo mismo con sus plantas de tratamiento de aguas residuales.

Aguas residuales sin mal olor

Los tiempos en que nuestras ciudades y pueblos podían verter aguas sucias sin tratar a los cauces de agua quedaron atrás hace mucho. De vez en cuando una planta de tratamiento falla o se sobrecarga por algún desastre natural y tiene que verter aguas sucias sin tratar, pero estas situaciones ocurren muy poco en los países desarrollados.

Sin embargo, en buena parte del mundo se trata una parte muy pequeña de las aguas residuales. Mientras que en muchos países desarrollados se les somete al menos a un tratamiento primario; con frecuencia reciben también un tratamiento secundario y terciario. La figura 19-5 ilustra el tratamiento primario y secundario que se le somete a las aguas residuales.

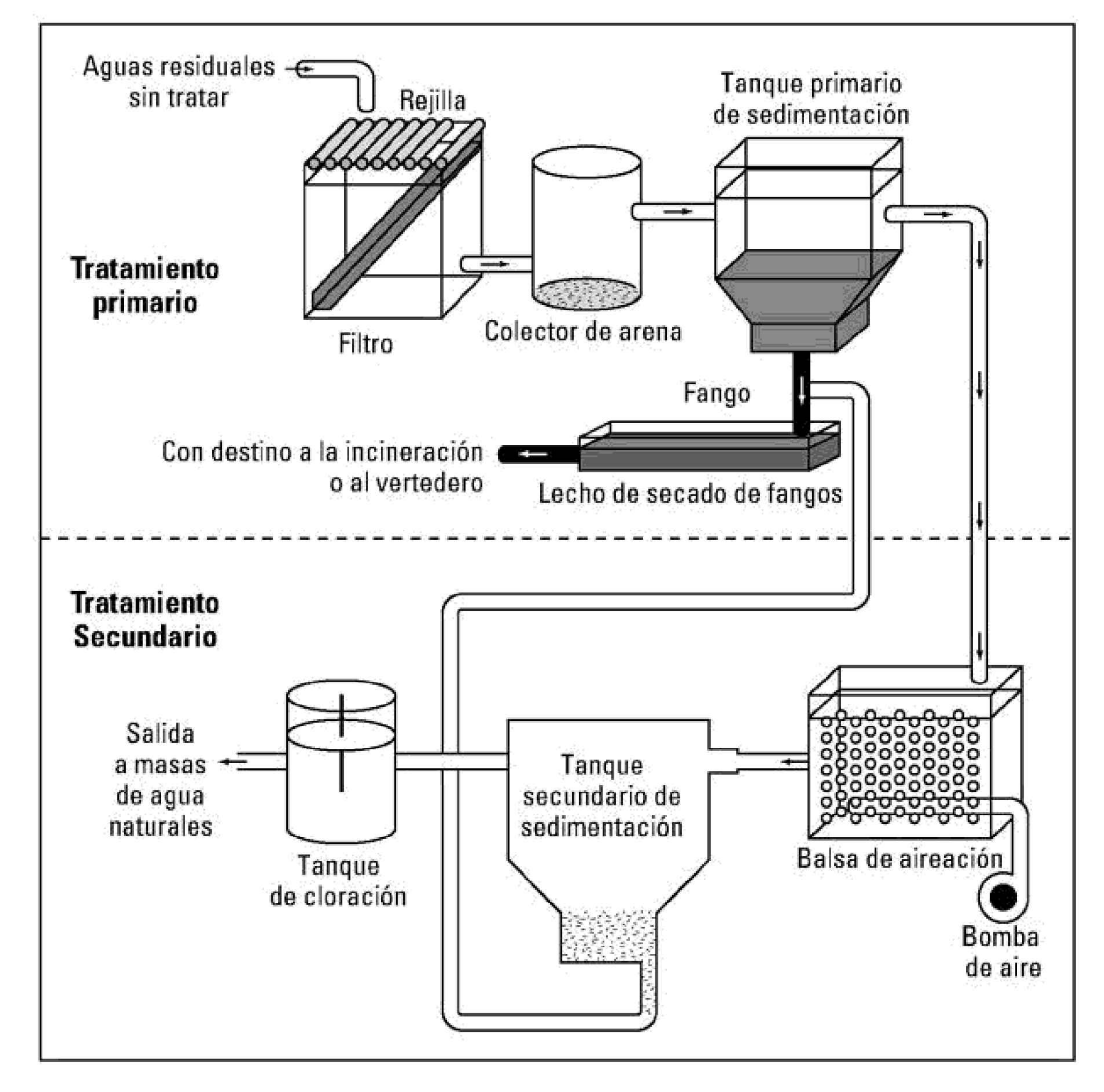


Figura 19-5:
Tratamiento primario y secundario de las aguas residuales.

Los próximos apartados explican el funcionamiento de las plantas de tratamiento de aguas para eliminar bacterias y otras partículas de las aguas residuales para que la gente pueda usar el agua.

Tratamiento primario de las aguas residuales

El tratamiento primario de las aguas residuales consiste en someterlas a un proceso de decantación y filtrado. Primero, el agua sucia pasa por un sistema de rejillas y filtros que elimina los residuos grandes. (No voy a comentar en qué consisten esos residuos.) Después pasa por un colector de arena que vuelve a filtrar más material. Por último, se traslada a un tanque primario de

sedimentación, donde el material se trata con disoluciones de sulfato de aluminio e hidróxido de calcio. Estas dos disoluciones forman hidróxido de aluminio, un precipitado gelatinoso (sólido) que acumula suciedad y bacterias a medida que se asienta. Este tratamiento primario elimina entre el 50 y el 75 % de los sólidos, pero solo reduce la demanda biológica de oxígeno (DBO) alrededor del 30 %.

Si las aguas residuales solo reciben tratamiento primario, a veces se les añade cloro para matar la mayoría de las bacterias antes de devolver las aguas sucias al medio. Aun así, seguirán teniendo una DBO elevada. De modo que si el medio al que llega el agua es un lago o una corriente de flujo lento, entonces la elevada DBO causará problemas, sobre todo si hay varios núcleos urbanos que usan el mismo tipo de tratamiento de aguas residuales. Estos problemas se pueden prevenir mediante un tratamiento secundario de las aguas residuales.

Tratamiento secundario de las aguas residuales

El tratamiento secundario de las aguas residuales ofrece a bacterias y otros microorganismos la oportunidad de descomponer los compuestos orgánicos de las aguas sucias. Como las bacterias aerobias (las que consumen oxígeno) generan productos menos nocivos que los que producen las bacterias anaerobias (las que utilizan el oxígeno de los compuestos orgánicos, en lugar del oxígeno del agua), el agua suele airearse para aportar el oxígeno necesario.

Tanto el proceso de tratamiento primario como el de tratamiento secundario dan como resultado unos fangos, consistentes en una mezcla de materia formada por partículas y microorganismos vivos y muertos. El fango se somete a un proceso de secado y se destina a la incineración o al vertedero. Hasta se puede distribuir como fertilizante para algunos tipos de cultivos.

Pero ni siquiera el tratamiento secundario es capaz de eliminar todas las sustancias potencialmente dañinas para el medio ambiente. Entre estas sustancias se incluyen ciertos compuestos orgánicos, ciertos metales, como el aluminio, y fertilizantes, como fosfatos y nitratos. El tratamiento terciario de las aguas residuales se puede utilizar para eliminar estas sustancias.

Tratamiento terciario de las aguas residuales

El tratamiento terciario de las aguas residuales consiste, en esencia, en un

tratamiento químico que elimina las partículas más finas, los nitratos y fosfatos de las aguas sucias. El procedimiento básico se ajusta para la sustancia específica que se quiere eliminar. El filtrado con carbón activo, por ejemplo, se usa para eliminar la mayoría de los compuestos orgánicos disueltos. Y el alumbre, $Al_2(SO_4)_3$, se usa para precipitar iones fosfato disolviendo y liberando el catión aluminio.

$$Al^{3+}\ (aq) + PO_4^{3-}\ (aq) \rightarrow AlPO_4\ (s)$$

El intercambio de iones (la sustitución de un ion por otro), la ósmosis inversa (capítulo 9) y la destilación (calentar una mezcla para reunir sus diversos componentes gaseosos) también se usan en ocasiones con este tipo de tratamiento. No obstante, todos estos procedimientos son bastante caros, de modo que el tratamiento terciario no se realiza a menos que sea verdaderamente necesario.

Pero incluso después del tratamiento terciario es posible que haya que desinfectar las aguas residuales antes de devolverlas a una masa de agua natural. Por lo común se desinfectan inyectando cloro gaseoso (Cl_2) en el agua. El cloro gaseoso es un oxidante potente, y mata con eficacia los organismos que provocan el cólera, la disentería y las fiebres tifoideas. Pero el empleo de cloro se ha cuestionado en los últimos tiempos. Si en las aguas residuales quedan restos de compuestos orgánicos, estos se pueden convertir en hidrocarburos clorados. Varios de esos compuestos se han revelado carcinógenos, de manera que los niveles de estos compuestos se estudian con atención durante los análisis de las aguas residuales.

El ozono (O_3) también se puede utilizar para desinfectar aguas residuales. Es eficaz para matar virus que el cloro no mata. Pero es más caro y no protege los residuos de las bacterias.

Tratamiento del agua potable

Mucha gente da por sentada la disponibilidad de agua potable de calidad. Pero la mayor parte de la población mundial no tiene la suerte que tenemos quienes vivimos en los países del Primer Mundo y disfrutamos de un buen tratamiento del agua potable.

El agua se transporta desde un lago, un río o un pantano y, en primer lugar, se

filtra para quitarle palos, hojas, peces muertos y cosas así. La turbidez (opacidad) que suelen exhibir las aguas de los ríos o los lagos se elimina tratando el agua con una mezcla de alumbre (sulfato de aluminio) y cal muerta (hidróxido de calcio), que crean un hidróxido de aluminio gelatinoso y atrapa las partículas sólidas en suspensión. Este tratamiento viene a ser igual que el que se aplica en las plantas de tratamiento de las aguas residuales (consulta el apartado “Tratamiento primario de las aguas residuales”).

Después, se vuelve a filtrar el agua para eliminar la masa sólida de partículas finas (flóculos) que quedan después del filtrado inicial. Se añade cloro para matar cualquier bacteria que pueda portar el agua y después se pasa por un filtro de carbón activo que absorbe (acumula en la superficie), y elimina cualquier sustancia que le dé sabor, olor y color. En esta fase también se le puede añadir flúor para prevenir las caries. Por último, el agua purificada se guarda en un depósito de almacenamiento lista para su consumo.

Capítulo 20

Química nuclear: te hará reaccionar

En este capítulo

- Entiende la radiactividad y la desintegración radiactiva
- Averigua vidas medias y por qué se dan
- Entérate del potencial de la fisión nuclear
- Analiza las posibilidades de la fisión nuclear
- Sigue los efectos de la radiación

La mayor parte de este libro se centra, de un modo u otro, en reacciones químicas. Y al hablar de esas reacciones, en realidad se está hablando de cómo se pierden, adquieren o comparten los electrones de valencia (los electrones situados en el nivel de energía más exterior de los átomos).

Hasta ahora casi no hemos hablado del núcleo de los átomos porque apenas interviene en las reacciones químicas. Sin embargo, este capítulo sí tratará sobre el núcleo y los cambios que puede experimentar. En él verás la radiactividad y las distintas maneras en que se puede desintegrar un átomo. Verás vidas medias y su importancia a la hora de almacenar residuos nucleares. También sabrás qué es la fisión nuclear y cómo se aplica a bombas, y centrales eléctricas, y conocerás la esperanza que encierra la fusión nuclear para la humanidad.

Al igual que algunos de los lectores de este libro, yo crecí durante la era nuclear. Recuerdo bien las pruebas con armas nucleares a cielo abierto. Recuerdo que nos advertían que no chupáramos la nieve porque podía contener radiación. Recuerdo que algunas amistades construyeron refugios

nucleares, en los colegios se hacían simulacros de bombardeos con bombas atómicas y las máquinas de rayos X en las zapaterías. (Aun así, ¡nunca me compré las gafas de rayos X!) Y recuerdo las vajillas radiactivas Fiesta y las manecillas radioluminiscentes de los relojes. Cuando yo era pequeño, la energía atómica era una novedad fascinante y alarmante a la vez. Y sigue siéndolo hoy en día.

La estructura atómica básica: todo comienza en el átomo

Para entender la química nuclear, hay que conocer la estructura básica del átomo. El capítulo 4 trata a fondo la estructura atómica, si te interesa. Este apartado solo ofrece una imagen rápida.

El núcleo, esa parte central densa del átomo, contiene tanto protones como neutrones. Los electrones se encuentran fuera del núcleo repartidos en distintos niveles de energía. Los protones tienen carga positiva, los neutrones no tienen carga eléctrica y los electrones tienen carga negativa. Los átomos neutros portan la misma cantidad de protones que de electrones, pero la cantidad de neutrones que hay dentro de un átomo de un elemento particular puede variar. Los átomos de un mismo elemento con una cantidad distinta de neutrones se denominan *isótopos*. La figura 20-1 muestra la simbología que se usa en química para representar un isótopo específico de un elemento.

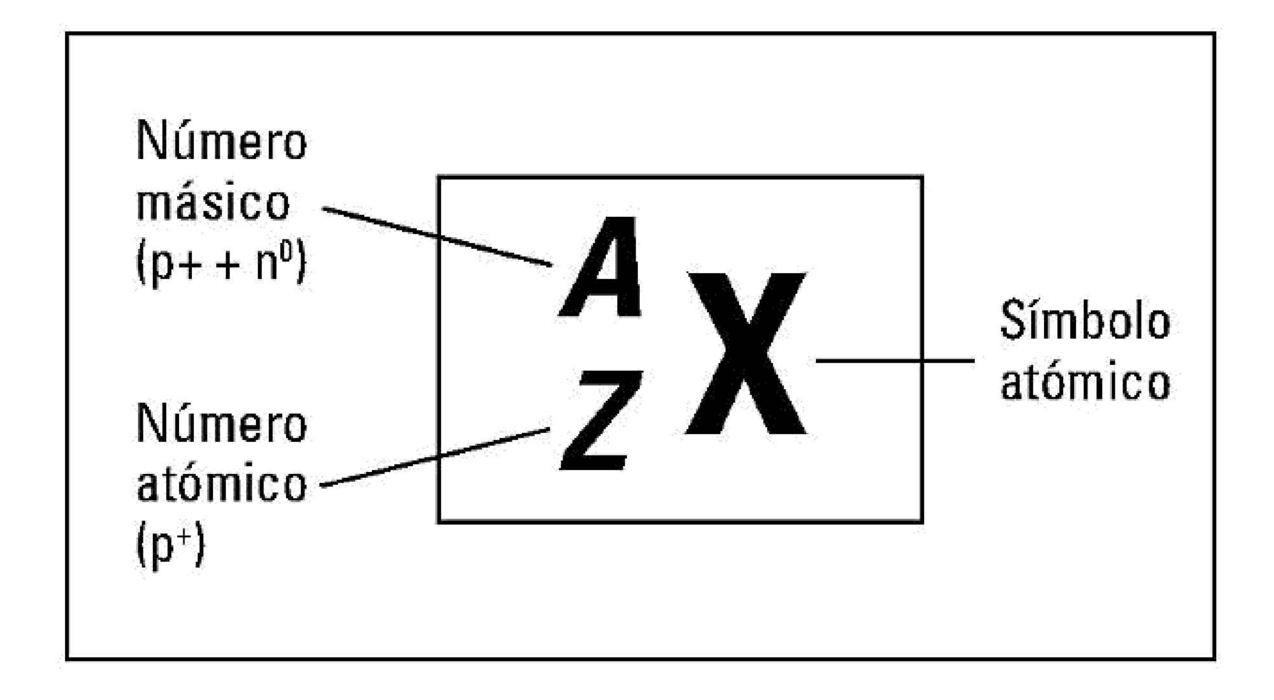


Figura 20-1:
Representación de un isótopo específico.

En la figura, X representa el símbolo del elemento que aparece en la tabla periódica, Z representa el número atómico (la cantidad de protones que alberga el núcleo) y A representa el número másico (la suma de los protones y neutrones de ese isótopo particular). Si se resta el número atómico al número másico (A-Z), se obtiene la cantidad de neutrones alojados en ese isótopo específico. Una forma abreviada de dar esa misma información consiste en usar el símbolo del elemento (X) y el número másico (A), por ejemplo, U-235.

Definición de radiactividad y la desintegración radiactiva artificial

Dada la finalidad de este libro, definiré *radiactividad* como "la desintegración espontánea de un núcleo inestable". Un núcleo inestable puede descomponerse en dos o más partículas y liberar energía en el proceso (consulta el apartado "Desencadenar reacciones: la fisión nuclear", algo más adelante en este mismo capítulo, para más información sobre este proceso). Esta descomposición puede ocurrir de diversas maneras dependiendo del átomo específico que se desintegre.

A menudo se puede predecir una de las partículas que se formará con la desintegración radiactiva si se conoce la otra partícula. Para ello es necesario un *ajuste de la reacción nuclear*. Por cierto, una reacción nuclear es cualquier reacción que conlleve una variación en la estructura del núcleo.

El ajuste de una reacción nuclear es un proceso bastante simple. Lo primero que debes saber es cómo representar una reacción:

Reactivos → Productos

Los reactivos son las sustancias de partida y los productos son las sustancias que se forman en el proceso. La flecha, llamada *flecha de reacción*, indica que se ha producido una reacción.

Para que una reacción nuclear esté ajustada, la suma de todos los números atómicos a la izquierda de la flecha de reacción debe ser igual a la suma de

todos los números atómicos situados a la derecha de la flecha. Lo mismo ocurre con la suma de los números másicos.

Imagina que desencadenas una reacción nuclear bombardeando cierto isótopo del cloro (Cl-35) con un neutrón. (Ayúdame en la labor, a ver si llegamos a alguna conclusión.) Entonces observas que se ha formado un isótopo de hidrógeno, H-1, junto con otro isótopo que desconoces y que quieres calcular para saber cuál es.

La ecuación de este ejemplo es:

$$^{35}_{17}Cl + ^{1}_{0}n \rightarrow ? + ^{1}_{1}H$$

Para calcular el isótopo desconocido (representado mediante un signo de interrogación), sigue estos pasos:

1. **Ajusta los números atómicos en la ecuación.**

   La suma de los números atómicos de la izquierda asciende a 17 (17 + 0), así que la suma de los números atómicos de la derecha también debería dar 17. Ahora mismo el número atómico de la derecha es 1; 17 – 1 = 16, así que ese será el número atómico del isótopo desconocido. Este número atómico revela que el elemento es el azufre (S).

2. **Ajusta los números másicos en la ecuación.**

   La suma de los números másicos de la izquierda es 36 (35 + 1) y la suma de los números másicos de la derecha también debería dar 36. Ahora mismo el número másico de la derecha es 1; 36 – 1 da 35, así que ese será el número másico del isótopo desconocido.

   Ya sabes que el isótopo que buscas es un isótopo del azufre (S-35). Y esta es la ecuación nuclear ajustada:

   $$^{35}_{17}Cl + ^{1}_{0}n \rightarrow ^{35}_{16}S + ^{1}_{1}H$$

RECUERDA

Esta ecuación representa una *transmutación* nuclear, la conversión de un elemento químico en otro. La transmutación nuclear es un proceso que controlamos los seres humanos. S-35 es un isótopo del azufre que no existe en la naturaleza. Es un isótopo artificial. Los alquimistas, predecesores de los químicos en la antigüedad, soñaban con convertir un elemento en otro (por lo común, plomo en oro), pero jamás lograron dominar el proceso. Los químicos de ahora consiguen convertir un elemento en otro algunas veces.

Desintegración radiactiva natural

Algunos isótopos no son estables. En los isótopos inestables, el núcleo se desintegra y se descompone. En ocasiones el producto de esa desintegración nuclear también es inestable y experimenta, a su vez, otra desintegración nuclear. Por ejemplo, cuando el U-238 (uno de los isótopos radiactivos del uranio) se desintegra produce Th-234, que, a su vez, se desintegra en Pa-234. La desintegración continúa hasta que, al fin, tras un total de 14 pasos, se produce Pb-206. El Pb-206 es estable y la secuencia, o serie, de desintegraciones se detiene.

Antes de enseñarte cómo se desintegran los isótopos radiactivos, quiero explicarte brevemente por qué se desintegra un isótopo particular. El núcleo porta en su interior un montón de protones con carga eléctrica positiva comprimidos dentro de un volumen espacial muy reducido. Todos esos protones se repelen entre sí. Las fuerzas que normalmente vencen la repulsión de los protones y mantienen unido el núcleo, una especie de pegamento nuclear, en ocasiones no logran realizar el trabajo, así que el núcleo se descompone y atraviesa una desintegración nuclear.

Todos los elementos con 84 protones o más son inestables y en algún momento acaban desintegrándose. Otros isótopos con menos protones en el núcleo también son radiactivos. La radiactividad se corresponde con la proporción entre neutrones y protones que tiene el átomo. Si la proporción neutrón/protón es demasiado alta (porque hay demasiados neutrones o muy pocos protones), se dice que el isótopo es rico en neutrones y, por tanto, es inestable. De manera análoga, si la proporción neutrón/protón es demasiado baja (porque hay muy pocos neutrones o demasiados protones), el isótopo es

inestable. La proporción neutrón/protón de un elemento concreto tiene que caer dentro de un rango determinado para que el elemento sea estable, de ahí que algunos isótopos de un elemento sean estables, mientras que otros son radiactivos.

Los isótopos radiactivos que se dan de manera natural se desintegran de tres formas primordiales:

- ✔ Emisión de partículas alfa.
- ✔ Emisión de partículas beta.
- ✔ Emisión de radiación gamma.

La desintegración radiactiva también se da de estas dos formas adicionales y menos comunes:

- ✔ Emisión de positrones.
- ✔ Captura de electrones.

En los apartados siguientes conocerás mejor estas formas de desintegración.

Emisión de una partícula alfa

Una *partícula alfa* se define como una partícula con carga positiva igual a un núcleo de helio. ¿Mande? Probemos de esta otra manera: una partícula alfa se compone de dos protones y dos neutrones, así que se puede representar como un átomo de helio-4. Cuando una partícula alfa se desprende del núcleo de un átomo radiactivo, no porta ningún electrón, así que tiene una carga 2+. Por tanto es un catión, un ion con carga eléctrica positiva (consulta el capítulo 4 si no sabes lo que eso significa).

Pero los electrones son prácticamente libres (son fáciles de perder y de ganar). Así que, por lo común, una partícula alfa se muestra sin carga, porque enseguida adquiere dos electrones y se convierte en un átomo de helio neutro; entonces deja de ser un ion.

Los elementos grandes, pesados, como el uranio y el torio, suelen experimentar emisión alfa. Esta forma de desintegración libra al núcleo de dos unidades de carga positiva (dos protones) y cuatro unidades de masa (dos

protones + dos neutrones). ¡Menudo proceso! Cada vez que se emite una partícula alfa, se pierden cuatro unidades de masa. ¡Me encantaría descubrir una dieta que me hiciera perder cuatro kilos de golpe!

El radón-222 (Rn-222) es otro emisor de partículas alfa, tal como se muestra en la siguiente ecuación:

$${}^{222}_{86}Rn \rightarrow {}^{218}_{84}Po + {}^{4}_{2}He \text{ (una partícula alfa)}$$

En este caso, el radón-222 experimenta una desintegración nuclear liberando una partícula alfa. El otro isótopo que queda tiene que tener un número másico 218 (222 – 4) y un número atómico 84 (86 – 2), lo que identifica el otro elemento como el polonio (Po). (Si esta resta te confunde, consulta cómo ajustar las ecuaciones en el apartado anterior de este mismo capítulo titulado “Definición de radiactividad y la desintegración radiactiva artificial”.)

Emisión de una partícula beta

Una *partícula beta* consiste, en esencia, en un electrón emitido desde un núcleo. (Sé lo que estás pensando en este momento: los electrones no están en los núcleos. Sigue leyendo y descubrirás cómo se forman en esta reacción nuclear.) El yodo-131 (I-131), que se usa para detectar y tratar el cáncer de tiroides, es un emisor de partículas beta:

$${}^{131}_{53}I \rightarrow {}^{131}_{54}Xe + {}^{0}_{-1}e \text{ (una partícula beta)}$$

Aquí, el yodo-131 emite una partícula beta (un electrón) y deja un isótopo con un número másico 131 (131 – 0) y con un número atómico 54 (53 – (–1)). Un número atómico 54 es el que le corresponde al xenón (Xe).

Fíjate en que el número másico no cambia al pasar de I-131 a Xe-131, pero el número atómico aumenta una unidad. En el núcleo de yodo, un neutrón se convirtió (desintegró) en un protón y un electrón, y el electrón se emitió desde el núcleo como una partícula beta.

$${}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{1}_{+1}p + {}^{0}_{-1}e$$

Los isótopos con una proporción elevada neutrón/protón suelen experimentar emisión beta, porque esta forma de desintegración permite que la cantidad de neutrones descienda en uno y que la cantidad de protones aumente en uno, lo que reduce la proporción neutrón/protón.

Emisión de radiación gamma

Las partículas alfa y beta tienen las propiedades de la materia: tienen una masa definida, ocupan espacio, etcétera. Sin embargo, como no hay cambio de masa asociado a la emisión gamma, hablaré de emisión de radiación gamma. La radiación gamma se parece a los rayos X (radiación de alta energía con longitud de onda corta). La radiación gamma suele acompañar tanto a la emisión alfa como a la beta, pero no se suele mostrar en una reacción nuclear ajustada. Algunos isótopos, como el cobalto 60 (Co-60), liberan gran cantidad de radiación gamma. El Co-60 se usa en el tratamiento del cáncer con radiación. El equipo médico dirige los rayos gamma hacia el tumor y lo destruye.

Emisión de un positrón

Aunque la emisión de un positrón no ocurre con isótopos radiactivos naturales, sí se da de manera espontánea con algunos isótopos artificiales. Un positrón es, en esencia, un electrón con carga eléctrica positiva, en lugar de negativa. Un positrón se forma cuando un protón del núcleo se desintegra en un neutrón y un electrón con carga positiva. Entonces el núcleo expulsa el positrón.

$$^{1}_{+1}\text{p} \rightarrow {}^{1}_{0}\text{n} + {}^{0}_{+1}\text{e}$$

Este proceso ocurre con unos pocos isótopos, como el potasio-40 (K-40), tal como se muestra en la siguiente ecuación:

$$^{40}_{19}\text{K} \rightarrow {}^{40}_{18}\text{Ar} + {}^{0}_{+1}\text{e}$$

El K-40 emite el positrón y deja un elemento con un número másico 40 (40 – 0) y un número atómico 18 (19 – 1). Se ha formado un isótopo del argón (Ar), el Ar-40.

Si has visto *Star Trek*, tal vez hayas oído hablar de antimateria. El positrón es un fragmento minúsculo de antimateria. Cuando entra en contacto con un electrón, ambas partículas se destruyen y liberan energía. Por fortuna, no se producen muchos positrones. Si se produjeran muchos de ellos, probablemente te pasarías el día sorteando explosiones.

Captura de electrones

La captura de electrones es una clase rara de desintegración nuclear en la que el núcleo captura un electrón procedente del nivel de energía más interior (el 1s, consulta el capítulo 4). Este electrón se une a un protón y crea un neutrón. El número atómico desciende en uno, pero el número másico se mantiene igual.

$$ {}^{1}_{+1}p + {}^{0}_{-1}e \rightarrow {}^{1}_{0}n $$

La siguiente ecuación ilustra la captura del electrón del polonio-204 (Po-204):

$$ {}^{204}_{84}Po + {}^{0}_{-1}e \rightarrow {}^{204}_{83}Bi + \text{rayos X} $$

El electrón se une a un protón en el núcleo de polonio y crea un isótopo del bismuto (Bi-204).

La captura del electrón 1s deja una vacante en los orbitales 1s. Los electrones descienden para llenar el hueco libre y liberan energía no en la parte visible del espectro electromagnético, sino en la región de los rayos X. Esta emisión de rayos X es lo que revela que se está produciendo la captura del electrón.

Cómo detectar cuándo se produce la desintegración radiactiva: vidas medias

Si pudieras ver un átomo aislado de un isótopo radiactivo, por ejemplo el U-238, no podrías predecir en qué momento se desintegraría ese átomo en cuestión. Podría hacerlo en cuestión de un milisegundo o tardar todo un siglo. Sencillamente no hay manera de saberlo.

Pero si cuentas con una muestra lo bastante amplia (lo que en matemáticas se denomina un *tamaño de muestra estadísticamente significativo*), empieza a aparecer un patrón. La mitad de los átomos de una muestra tarda cierto tiempo en desintegrarse. Después, la mitad de los átomos radiactivos que quedan en la muestra tarda la misma cantidad de tiempo en desintegrarse y la misma cantidad de tiempo tardará en desintegrarse la mitad del resto de los átomos radiactivos; y así sucesivamente. La cantidad de tiempo que tarda una mitad de una muestra en desintegrarse se denomina *vida media*, o período de semidesintegración, del isótopo; se representa mediante el símbolo $t_{1/2}$. Este proceso se muestra en la tabla 20-1.

Tabla 20-1: Vida media de un isótopo radiactivo

Vida media	*Porcentaje restante de isótopos radiactivos*
0	100,00
1	50,00
2	25,00
3	12,50
4	6,25
5	3,12
6	1,56
7	0,78
8	0,39
9	0,19
10	0,09

RECUERDA

La vida media o el período de semidesintegración de los isótopos radiactivos no es lineal. Por ejemplo, no puedes deducir la cantidad que queda de un isótopo al cabo de 7,5 vidas medias calculando el punto intermedio entre siete y ocho vidas medias. La desintegración sigue un patrón exponencial y se ilustra en la figura 20-2.

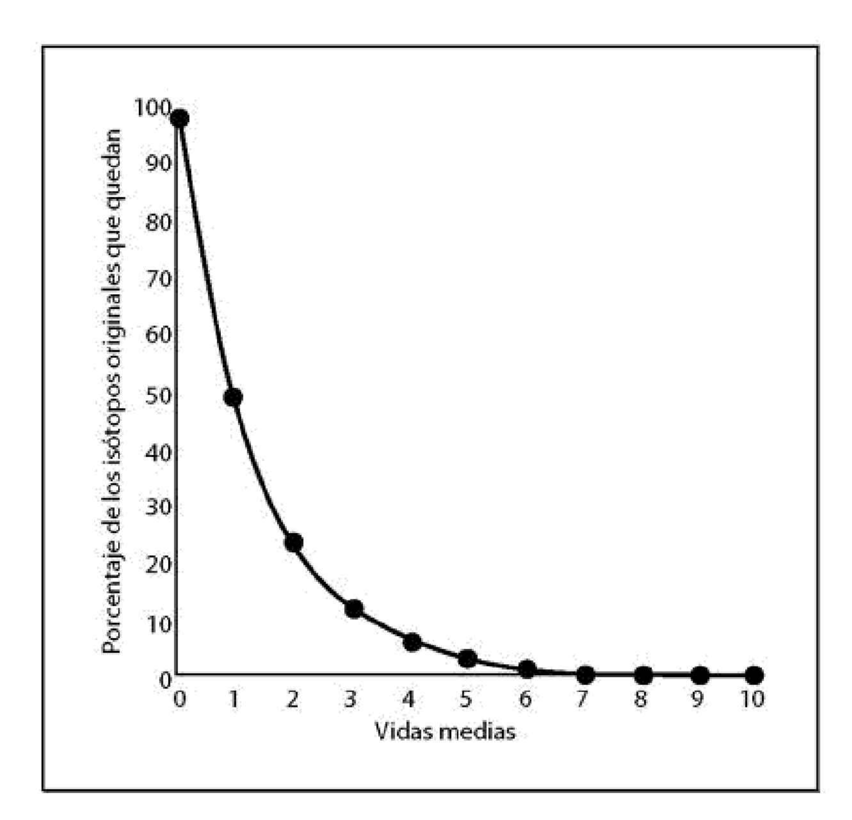


Figura 20-2:
Desintegración de un isótopo radiactivo.

Si quieres saber más sobre cómo se calcula la vida media, qué importancia tiene y cómo usarla, sigue leyendo los próximos apartados.

Cálculo de la vida media

Los cálculos con múltiplos simples de la vida media son sencillos. Puedes guiarte por las tablas del apartado anterior. No es necesario expresar las cantidades en porcentajes; se pueden usar gramos, microgramos o una unidad de emisión radiactiva.

CUESTIONES TÉCNICAS

Si quieres hallar el tiempo o una cantidad no asociados a múltiplos simples de una vida media, puedes usar estas dos ecuaciones:

$$(1)\ t_{1/2} = \frac{0{,}693}{k}$$

$$(2)\ \ln = \left(\frac{N_t}{N_o}\right) = -kt$$

En la última ecuación, *ln* simboliza el logaritmo natural (no el logaritmo en base 10; en las calculadoras suele haber una tecla “ln”, además de la tecla “log”), N_0 es la cantidad original o inicial de isótopos radiactivos, N_t es la cantidad de radioisótopos que queda después de cierto tiempo (*t*), k es una constante y $t_{1/2}$ es la vida media del radioisótopo. Si conoces la vida media y la cantidad de isótopos radiactivos de partida, puedes usar esta ecuación para calcular la cantidad que queda radiactiva en cualquier instante temporal. Por ejemplo, imagina que encuentras una empuñadura de madera con un 60,0 % de radiactividad, como la del C-14 ($t_{1/2}$ de 5730 años). Puedes usar las dos ecuaciones anteriores para calcular la antigüedad de la pieza (cuándo murió el árbol o cuándo se cortó). Como sabes la vida media, puedes usar la ecuación (1) para calcular k:

$$t_{1/2} = \frac{0{,}693}{k}$$

$$5730\text{y} = \frac{0{,}693}{k}$$

$$k = \frac{1{,}21 \times 10^{-4}}{\text{y}}$$

Ahora puedes reemplazar k por su valor en la ecuación (2) y despejar *t*:

$$\ln\left(\frac{N_t}{N_o}\right) = -kt$$

$$\ln\left(\frac{60}{100}\right) = -\frac{1{,}21 \times 10^{-4}}{\text{y}}t$$

$$-0.5108 = -\frac{1{,}21 \times 10^{-4}}{\text{y}}t$$

$$t = 4{,}2 \times 10^{3}\text{y}$$

También puedes usar estas dos ecuaciones para calcular la vida media si

conoces la cantidad (N_t) y el tiempo (t).

La vida media puede ser muy corta o muy larga. La tabla 20-2 muestra las vidas medias de algunos isótopos radiactivos típicos.

Tabla 20-2: Vidas medias de algunos isótopos radiactivos

Radioisótopo	*Radiación emitida*	*Vida media*
Kr-94	Beta	1,4 segundos
Rn-222	Alfa	3,8 días
I-131	Beta	8 días
Co-60	Gamma	5,2 años
H-3	Beta	12,3 años
C-14	Beta	5730 años
U-235	Alfa	4500 millones de años
Re-187	Beta	70000 millones de años

Trabaja con seguridad

Conocer la vida media de los isótopos es importante porque permite saber cuándo es seguro manipular una muestra de material radiactivo. La regla es que una muestra es segura cuando su radiactividad cae por debajo de los límites de su detección; y eso sucede a las diez vidas medias. Así que si se inyecta un yodo-131 radiactivo ($t_{½}$ = 8 días) en el cuerpo de un paciente para tratarlo de cáncer de tiroides, habrá desaparecido en diez vidas medias, u ochenta días.

Esta información es importante cuando se usan isótopos radiactivos como trazadores en medicina, los cuales se introducen en el cuerpo del paciente para rastrear una vía o localizar una obstrucción, o para tratar el cáncer. Los isótopos deben permanecer activos el tiempo suficiente para tratar la afección, pero al mismo tiempo deben tener una vida media lo bastante corta como para no dañar células y órganos sanos.

Datación radiactiva

Una aplicación útil de la vida media la constituye la datación radiactiva, que

consiste en determinar la edad de objetos antiguos.

El carbono-14 (C-14), un isótopo radiactivo del carbono, se produce en la atmósfera alta debido a la radiación cósmica. El principal compuesto de la atmósfera formado por carbono es el dióxido de carbono, que contiene una proporción minúscula de C-14. Las plantas absorben C-14 durante la fotosíntesis, así que el C-14 se incorpora a la estructura celular de las plantas. Después, los animales comen esas plantas y el C-14 pasa a formar parte de la estructura celular de todos los seres vivos.

Mientras un organismo está vivo, la cantidad de C-14 que porta en su estructura celular permanece constante. Pero cuando el organismo muere, la cantidad de C-14 empieza a reducirse. Los científicos conocen la vida media del C-14 (5730 años, tal como se ve en la tabla 20-2), así que pueden calcular cuánto tiempo hace que pereció ese organismo (consulta el problema del apartado “Cálculo de la vida media”).

La datación radiactiva con C-14 se ha empleado para conocer la edad de huesos encontrados en yacimientos arqueológicos. También se ha utilizado para datar la sábana santa (o sudario de Turín), un trozo de lino con forma de mortaja con la imagen de un hombre. Muchos creen que fue la mortaja de Jesús, pero en 1988 la datación con carbono radiactivo fechó la tela hacia los años 1200-1300 d. C. Aunque nadie sabe cómo se imprimió la imagen del hombre en el sudario, la datación con C-14 ha demostrado que no es la mortaja de Cristo.

La datación con carbono-14 solo se puede utilizar para conocer la edad de algo que estuvo vivo. No se puede usar para averiguar la edad de una roca o de un meteorito. Con sustancias inertes se recurre a otros isótopos, como el potasio-40.

Desencadenar reacciones: la fisión nuclear

En la década de 1930 los científicos descubrieron que se pueden desencadenar y controlar algunas reacciones nucleares (consulta el apartado previo de este mismo capítulo titulado “Definición de radiactividad y la desintegración radiactiva artificial”). Los expertos solían lograrlo bombardeando un isótopo grande con otro más pequeño (por lo común, un neutrón). La colisión

descomponía el isótopo grande en dos o más elementos, lo que se denomina *fisión nuclear*. La fisión nuclear del uranio-235 se ilustra en la siguiente ecuación:

$$^{235}_{92}\mathrm{U} + {}^{1}_{0}\mathrm{n} \rightarrow {}^{142}_{56}\mathrm{Ba} + {}^{91}_{36}\mathrm{Kr} + 3\,{}^{1}_{0}\mathrm{n}$$

Las reacciones de este tipo también liberan gran cantidad de energía. ¿De dónde sale esa energía? Bueno, si mides con atención las masas de todos los átomos y partículas subatómicas de partida, y la de todos los átomos y partículas subatómicas resultantes, y comparas ambos resultados, descubrirás que se pierde algo de masa. Durante la reacción nuclear desaparece materia. Esta pérdida de materia se denomina *defecto de masa*. La materia que se pierde se convierte en energía.

Los próximos apartados ofrecen una descripción general de lo que debes aprender sobre fisión nuclear en un curso de iniciación a la química.

Reacciones en cadena y masa crítica

Lo cierto es que la cantidad de energía producida durante una reacción nuclear se puede calcular mediante una ecuación bastante simple que desarrolló Einstein: $E = mc^2$. En esta ecuación, E es la cantidad de energía producida, m es la masa perdida, o defecto de masa, y c es la velocidad de la luz, que es un número muy elevado. Como la velocidad de la luz está elevada al cuadrado, esa cifra se convierte en un número tan grande que, aunque se multiplique por una cantidad pequeña de masa, arroja una cantidad enorme de energía. Por ejemplo, cuando un mol de U-235 se desintegra en Th-234, el defecto de masa vale 5×10^{-6} kg, que convertido en energía asciende a ¡5×10^{11} julios!

Fíjate en que se había usado un neutrón, pero se generaron tres. Si esos tres neutrones se encuentran a su vez con otros átomos U-235, podrán iniciar otras fisiones y producir aún más neutrones. Es el conocido efecto dominó. En términos de química nuclear, se trata de una cascada continua de fisiones nucleares llamada *reacción en cadena*. La reacción en cadena del U-235 se muestra en la figura 20-3.

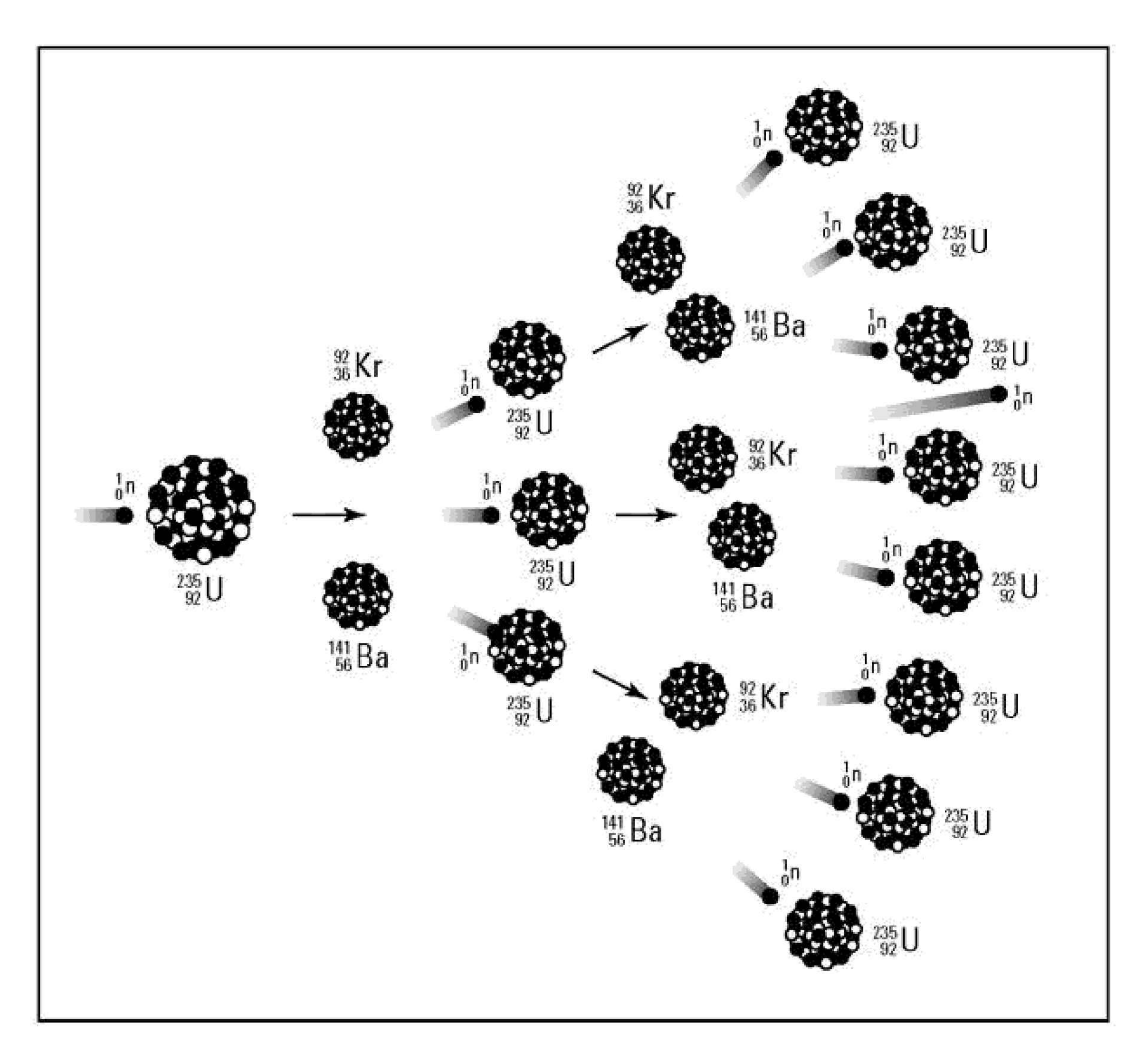


Figura 20-3:
Reacción en cadena.

Bombas atómicas (la gran explosión que no es una teoría)

La inmensa cantidad de energía que libera una reacción en cadena de fisión llamó la atención enseguida sobre las implicaciones militares de las reacciones nucleares. La primera bomba atómica se lanzó sobre Hiroshima, en Japón, el 6 de agosto de 1945.

En una bomba atómica se mantienen separados dos trozos hechos de un isótopo fisible. Cada trozo por sí solo es subcrítico. Cuando llega el momento de hacer estallar la bomba, explosivos convencionales fuerzan la unión de ambos trozos para crear una masa crítica. La reacción en cadena es descontrolada y libera una cantidad tremenda de energía de manera casi instantánea.

Sin embargo, el truco está en controlar la reacción en cadena para que libere esa energía

poco a poco y usarla con fines distintos a la destrucción.

Esta reacción en cadena depende de la liberación de más neutrones de los utilizados durante la reacción nuclear. Si tuvieras que escribir la ecuación de la fisión nuclear del U-238, el isótopo más abundante del uranio, partirías de un neutrón y solo obtendrías un neutrón. El U-238 no permite conseguir una reacción en cadena. Pero los isótopos que generan un exceso de neutrones durante su fisión sí dan lugar a una reacción en cadena; ese tipo de isótopo se denomina *fisible*. En las reacciones nucleares solo se usan dos isótopos fisibles fundamentales: el uranio-235 y el plutonio-239.

Se necesita cierta cantidad mínima de materia fisible para lograr una reacción en cadena automantenida y esta depende de los neutrones. Si la muestra es pequeña, entonces es probable que los neutrones salgan de la muestra antes de impactar contra un núcleo de U-235. Si no chocan contra un núcleo de U-235, no habrá neutrones adicionales y no se liberará ninguna energía. La reacción sencillamente se extingue. La cantidad mínima de materia fisible necesaria para garantizar que ocurrirá una reacción en cadena se denomina *masa crítica*. Cualquier cantidad inferior a esta masa crítica se llama *subcrítica*.

Reacciones controladas: centrales eléctricas nucleares

El secreto para controlar una reacción en cadena está en controlar los neutrones. Si se controlan los neutrones, entonces la energía se puede liberar de una manera controlada. Eso es lo que han hecho los científicos con las centrales eléctricas nucleares.

En muchos aspectos, una central eléctrica nuclear se parece a una central eléctrica convencional propulsada con combustibles fósiles. En este tipo de central eléctrica, se quema un combustible fósil (carbón, gasóleo o gas natural) y el calor se utiliza para hervir agua, que, a su vez, se emplea para generar vapor. El vapor se dedica entonces a mover una turbina unida a un generador que produce electricidad.

La gran diferencia entre una central eléctrica convencional y una nuclear estriba en que la segunda produce calor mediante reacciones en cadena de fisión nuclear.

Cómo fabrican electricidad las centrales nucleares

La mayoría de la gente cree que las centrales nucleares se basan en planteamientos tremendamente complejos, pero no es así. Por el contrario, se parecen mucho a las convencionales propulsadas por combustibles fósiles.

El isótopo fisible se encuentra confinado dentro de barras de combustible en el centro del reactor. El conjunto de todas las barras de combustible reúne la masa crítica. En el núcleo del reactor hay barras de control, por lo común de boro o cadmio, que actúan como esponjas que absorben neutrones para controlar el ritmo de la desintegración radiactiva. Los operarios pueden detener una reacción en cadena introduciendo las barras de control en el núcleo del reactor para que absorban todos los neutrones. Después se pueden ir retirando poco a poco las barras de control para producir la cantidad deseada de calor.

Un líquido (agua o a veces sodio líquido) circula por el núcleo del reactor y absorbe el calor que genera la reacción de fisión. El líquido pasa entonces a un generador de vapor, donde se produce vapor a medida que el agua absorbe el calor. Este vapor circula por una turbina de vapor que está conectada a un generador eléctrico. El vapor se condensa y recicla mediante un generador de vapor. Esto forma un circuito cerrado: es decir, no escapa nada de agua ni de vapor: todo se recicla.

El líquido que circula por el núcleo del reactor también forma parte de un circuito cerrado. Este sistema cerrado contribuye a garantizar que no se produce ninguna contaminación del aire o del agua. Pero a veces surgen problemas.

Inconvenientes de las centrales eléctricas nucleares

En Estados Unidos hay alrededor de cien reactores nucleares, los cuales producen algo más del 20 % de la electricidad del país. En Francia casi el 80 % de la electricidad que se usa se genera mediante fisión nuclear. Las centrales nucleares tienen ciertas ventajas. No queman combustibles fósiles (lo que ahorra este tipo de combustibles para producir plásticos y medicinas) y el proceso no genera ningún producto de combustión (como dióxido de carbono, dióxido de azufre, etcétera) que contamine el aire y el agua. Pero las centrales nucleares llevan asociados problemas relevantes que desgranaremos en los apartados siguientes.

Problemas económicos: no son baratas

Las centrales nucleares son caras de construir y de operar. La electricidad producida con energía nuclear cuesta alrededor del doble que la generada mediante combustibles fósiles o plantas hidroeléctricas. Otro problema es que el suministro de uranio-235 fisible es limitado. De todo el uranio que se da en la naturaleza, solo el 0,75 % es U-235. Una inmensa mayoría es U-238 no fisible. Si se sigue consumiendo al ritmo actual, el U-235 natural se agotará en menos de cien años. Podríamos ganar un poco de tiempo empleando reactores reproductores (consulta el apartado “Producción de plutonio con reactores reproductores”, que aparece más adelante en este mismo capítulo). Pero la cantidad de combustible nuclear disponible en el planeta es limitada, al igual que la cantidad de combustibles fósiles.

Problemas de seguridad: accidentes de Three Mile Island y de Chernóbil

Aunque los reactores de las centrales nucleares tienen un buen historial de fiabilidad, los recelos y los temores que infunde la radiación hacen que la gente sea especialmente sensible a las cuestiones relacionadas con la seguridad y los accidentes. El accidente más importante en territorio estadounidense ocurrió en 1979 en la central de Three Mile Island, en el Estado de Pensilvania. Una combinación de errores de los operarios y fallos en las instalaciones causó una pérdida de refrigerante del núcleo del reactor. La pérdida de refrigerante provocó un colapso parcial y la liberación de una pequeña cantidad de gas radiactivo. Ni murió nadie ni nadie sufrió daños ni contaminación por radiactividad.

Las consecuencias fueron mucho peores en Chernóbil (en Ucrania) en 1986. Un error humano unido a un mal diseño y una ingeniería deficiente del reactor provocaron un sobrecalentamiento del núcleo del reactor que lo reventó. Como resultado se produjeron dos explosiones y un incendio que hicieron añicos el núcleo y esparcieron materia nuclear por la atmósfera. Una pequeña cantidad de materia radiactiva llegó hasta Asia y gran parte a Europa. Cientos de personas murieron. Muchas otras sufrieron los efectos del envenenamiento por radiación. Los casos de cáncer de tiroides (seguramente debidos a la liberación de I-131) han experimentado un aumento espectacular en los núcleos de población que rodean Chernóbil y los efectos reales de aquel desastre no se conocerán con detalle hasta dentro de muchos años.

El tercer gran accidente nuclear es el que ocurrió en el año 2011 en la central

nuclear de Fukushima, Japón, como consecuencia de un terremoto.

Problemas de residuos: cómo librarse de los desperdicios

El proceso de fisión produce grandes cantidades de isótopos radiactivos. Si miras la tabla 20-2, verás que algunos isótopos tienen una vida media muy larga. Estos isótopos son seguros después de diez vidas medias. La duración de diez vidas medias supone un problema en el caso de los residuos de un reactor nuclear.

A la larga, todos los reactores tienen que reponer su combustible nuclear. También cuando se destruyen o se desactivan armas nucleares hay que encargarse de ese material radiactivo. Muchos de esos productos de desecho tienen una vida media muy larga. ¿Cómo se almacenan los isótopos de forma segura hasta que la radiactividad residual que contienen caiga hasta unos valores inocuos (después de diez vidas medias)? ¿Cómo protegemos el medio ambiente, a nosotros mismos y a nuestros hijos y las generaciones venideras de estos residuos? Estas cuestiones constituyen sin duda el problema más grave que plantea el uso pacífico de la energía nuclear.

Los residuos nucleares se dividen en dos clases: material de baja actividad y de alta actividad, dependiendo de la cantidad de radiactividad que emiten. En Estados Unidos, los residuos de bajo nivel se almacenan en el mismo lugar donde se generan o en instalaciones especiales de almacenamiento. Los residuos se entierran o custodian en esos emplazamientos. Los residuos de alto nivel suponen un problema mucho mayor. Temporalmente se almacenan en el punto donde se generaron con la intención de vitrificarlos y encerrarlos dentro de bidones. Después el material se almacena en el subsuelo en Nevada. En cualquier caso, los residuos deben mantenerse en un lugar seguro e intacto durante un mínimo de diez mil años. Otros países se enfrentan a los mismos problemas. Algunos residuos se han vertido en fosas profundas del lecho marino, pero muchos países se han opuesto a esta práctica.

Producción de plutonio con reactores reproductores

Solo el isótopo del uranio U-235 es fisible, porque es el único isótopo del uranio que produce el exceso de neutrones necesario para mantener una reacción en cadena. El isótopo, mucho más abundante, U-238 no produce esos neutrones adicionales.

El otro isótopo fisible de uso común, el plutonio-239 (Pu-239), es muy raro en la naturaleza, pero se puede originar a partir de U-238 en un reactor de fisión especial llamado *reactor reproductor*. El uranio-238 se bombardea en primer lugar con un neutrón para producir U-239, que se desintegra en Pu-239. El proceso se ilustra en la figura 20-4.

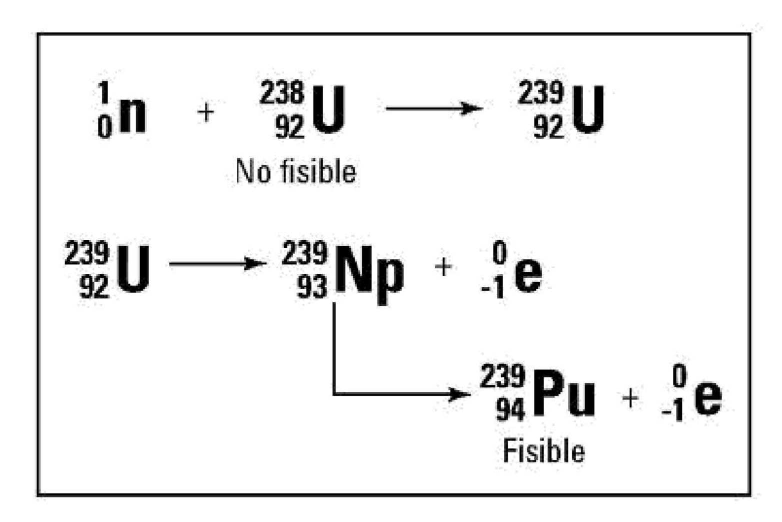


Figura 20-4:
El proceso del reactor reproductor.

Los reactores reproductores pueden ampliar el suministro de combustibles fisibles durante muchos, muchos años y en la actualidad se están utilizando en Francia. Estados Unidos, en cambio, se está moviendo despacio a la hora de construir reactores reproductores debido a los diversos problemas que conllevan. En primer lugar, son extremadamente caros de fabricar. En segundo lugar, producen grandes cantidades de residuos nucleares. Por último, el plutonio que se produce es mucho más peligroso de manejar que el uranio y se puede usar con facilidad en una bomba atómica.

Utilización de la fusión nuclear: la esperanza para la energía del mañana

Poco después de que se conociera el procedimiento de la fisión, se descubrió otro proceso: la *fusión*, que viene a ser lo contrario de la fisión. En la fisión, un núcleo pesado se divide en núcleos más pequeños. Con la fusión se funden núcleos más ligeros en un núcleo más pesado.

El proceso de fusión es el tipo de reacción que propulsa el Sol; en esa estrella

Sol, una serie de reacciones nucleares funden cuatro núcleos de hidrógeno-1 en uno de helio-4 con la consiguiente liberación de una cantidad descomunal de energía. Aquí en la Tierra, se usan otros dos isótopos del hidrógeno: H-2, deuterio, y H-3, tritio. El deuterio es un isótopo secundario del hidrógeno, pero aun así bastante abundante. El tritio se produce de manera natural en cantidades ínfimas, pero se puede fabricar con facilidad bombardeando deuterio con un neutrón. La reacción de fusión se ilustra en la siguiente ecuación:

$$^{3}_{1}H + ^{2}_{1}H \rightarrow ^{4}_{2}He + ^{1}_{0}n$$

La primera demostración de la fusión nuclear (la bomba de hidrógeno) tuvo lugar en el ámbito militar. Una bomba de hidrógeno es unas mil veces más potente que una bomba atómica convencional.

Los isótopos del hidrógeno necesarios para la reacción de fusión de la bomba de hidrógeno se colocaron alrededor de una bomba de fisión ordinaria. La explosión de la bomba de fisión liberó la energía necesaria para aportar la energía de activación (la energía necesaria para iniciar o poner en marcha la reacción) del proceso de fusión.

La fusión nuclear, tal como se usa en una bomba de hidrógeno, tal vez sea excelente para la guerra, pero si queremos usar el proceso de fusión como fuente de energía para la vida cotidiana hay que aprovechar esa potencia, como se hace con la fisión nuclear. Sin embargo, el desarrollo de una central eléctrica de fusión se ha revelado mucho más complejo que el de una central nuclear de fisión.

Cómo superar el problema del control

En los últimos cincuenta años, la comunidad científica se ha centrado en el objetivo de lograr una liberación controlada de energía a partir de una reacción de fusión. Si se consigue liberar despacio la energía de una reacción de fusión, esta podrá usarse para generar electricidad. Supondría una fuente inagotable de energía sin residuos que gestionar ni contaminantes que dañen la atmósfera: tan solo producirían helio inocuo. Pero para lograr esta meta hay que superar tres problemas:

- ✔ Temperatura.
- ✔ Tiempo.
- ✔ Confinamiento.

La temperatura necesaria

El proceso de fusión requiere una energía de activación extrema. Se usa calor para aportar esa energía, pero se necesita mucho calor para iniciar la reacción. La comunidad científica calcula que la muestra de isótopos de hidrógeno debe calentarse aproximadamente hasta 40 000 000 K. (K representa la escala de temperatura Kelvin. Para calcular la temperatura en kelvins hay que sumar 273 a la temperatura expresada en grados Celsius. El capítulo 3 explica todo lo relacionado con los kelvins y sus equivalencias en grados Celsius y Fahrenheit.)

Pero ¡40 000 000 K es una temperatura más alta que la del Sol! A esta temperatura, los electrones saldrían del edificio mucho antes de alcanzarla; lo único que quedaría sería un plasma de carga eléctrica positiva, núcleos desnudos a una temperatura descomunal. En el momento presente se está intentando calentar muestras hasta esa temperatura tan elevada de dos maneras: con campos magnéticos y con láseres. Ninguna de ellas ha logrado aún alcanzar la temperatura necesaria.

El tiempo suficiente

El tiempo es el segundo problema que hay que superar para lograr la liberación controlada de energía a partir de reacciones de fusión. Los núcleos cargados deben mantenerse unidos lo bastante cerca y durante el tiempo suficiente para que comience la reacción de fusión. La comunidad científica calcula que el plasma debe mantenerse unido a 40 000 000 K durante alrededor de un segundo.

El confinamiento de la reacción

El confinamiento es el principal problema que plantea la investigación de la fusión. A 40 000 000 K todo es un gas. Las mejores cerámicas desarrolladas para el programa espacial quedarían vaporizadas al exponerse a esta temperatura. Como el plasma tiene carga eléctrica, se pueden usar campos magnéticos para contenerlo (como una botella magnética). Pero si la botella

tiene fugas, la reacción no se producirá; y aún no se ha fabricado una botella magnética que impida fugas del plasma. El empleo del láser para bombardear la mezcla de isótopos de hidrógeno y aportar la energía necesaria evita el problema del confinamiento, pero todavía no se ha resuelto cómo proteger el propio láser de la reacción de fusión.

Imagina qué nos deparará el futuro

Las últimas estimaciones indican que la ciencia está a pocos años de demostrar que la fusión puede funcionar si se alcanza el llamado punto de *equilibrio*, a partir del cual la reacción produce más energía de la que se usó para iniciarla. Entonces se necesitarán otros veinte o treinta años para desarrollar un reactor de fusión operativo. Pero los científicos son optimistas y creen que se conseguirá la energía de fusión controlada. Los beneficios son inmensos: una fuente inagotable de energía limpia.

Un subproducto interesante de la investigación de la fusión lo constituye el concepto de *antorcha de fusión*. Según esa idea, el plasma de fusión, que debe enfriarse para producir vapor, se usaría para quemar desechos y residuos sólidos. Después, los átomos individuales y pequeñas moléculas producidos se reunirían y utilizarían como materias primas para la industria. Parece una manera perfecta de cerrar el círculo entre los desperdicios y las materias primas. El tiempo dirá si esta idea acabará poniéndose en práctica.

Identificación de los efectos de la radiación

La radiación tiene dos efectos esenciales en el organismo:

- ✔ **Destruye células mediante calor.** La radiación genera calor. Este calor destruye tejidos igual que lo hace una quemadura solar. De hecho, se suele usar el término *quemadura por radiación* para describir la destrucción de piel y tejidos debida al calor.
- ✔ **Ioniza y fragmenta células.** Las partículas radiactivas y la radiación llevan asociada gran cantidad de energía cinética (energía de movimiento: consulta el capítulo 3). Cuando esas partículas chocan contra las células del cuerpo, pueden fragmentarlas (destruirlas) o ionizar los componentes de las células (convertirlos en iones, o átomos con carga eléctrica) arrancándoles un electrón. (Ve al capítulo 4 si no

recuerdas casi nada sobre los iones.) La ionización debilita los huesos y puede dañar, destruir o mutar células.

El radón juega al escondite

El radón es un isótopo radiactivo del que se ha hablado mucho recientemente. El radón-222 se forma de manera natural como parte de la desintegración del uranio. Es un gas noble no reactivo, así que escapa del suelo al aire. Como es más pesado que el aire, a veces se acumula en sótanos.

El radón en sí tiene una vida media corta de 3,8 días, pero se desintegra en polonio-218, un sólido. Así que si se inhala radón, el sólido Po-218 se puede acumular en los pulmones. El Po-218 es un emisor alfa y, aunque este tipo de radiación no sea muy penetrante, se ha relacionado con el aumento de casos de cáncer de pulmón. En muchas partes de Estados Unidos se hacen pruebas de radón antes de vender un inmueble. Existen paquetes comerciales de comprobación que se abren, se dejan en el sótano durante una cantidad de tiempo determinada y después se envían a un laboratorio para analizarlos. La cuestión de si el radón supone un problema serio aún se está investigando y debatiendo.

Parte V

Los decálogos



En esta parte…

En la química se producen muchos descubrimientos. Y a veces esos hallazgos son accidentales. El primer capítulo de esta parte reúne los diez descubrimientos accidentales que a mí me parecen más llamativos. También te presento a los diez (u once) empollones más grandes que ha tenido la química y te doy diez consejos fantásticos para superar el curso de introducción a la química (¡estudia mucho y triunfarás!). Acabo con un capítulo interesante sobre las diez sustancias químicas que más se usan en la actualidad para que veas la importancia que tiene la química en la vida cotidiana.

Capítulo 21

Diez descubrimientos casuales de la química

En este capítulo

- Descubre cómo se consiguieron algunos descubrimientos
- Conoce a algunos científicos famosos

Este capítulo te cuenta la historia de diez científicos de los buenos: individuos que descubrieron algo sin saber que era eso lo que buscaban.

Cómo medir un volumen

Arquímedes fue un matemático griego que vivió en el siglo III a. C. (Se supone que este capítulo va sobre científicos experimentales y no sobre matemáticos, pero por aquel entonces Arquímedes era lo que más se parecía.) Hierón, rey de Siracusa, encargó a Arquímedes que comprobara si su nueva corona estaba hecha de oro puro, tal como se suponía, o si el orfebre había sustituido parte del oro por alguna aleación para quedarse parte del metal. Arquímedes conocía el concepto de densidad y conocía la densidad del oro puro, así que supuso que si conseguía medir la densidad de la corona y compararla con la del oro puro, sabría si el orfebre había intentado engañar al rey. Pero, aunque sabía medir el peso de la corona, no tenía ni idea de cómo medir su volumen para hallar la densidad.

Buscando relajación decidió visitar los baños públicos. Cuando se metió en la tina llena de agua y vio rebosar el agua, se dio cuenta de que el volumen del

cuerpo sumergido en ella era igual al volumen del agua que había rebosado: ya sabía cómo medir el volumen de la corona. Se entusiasmó tanto con el descubrimiento que echó a correr hacia su casa, gritando desnudo por las calles "¡Eureka, eureka!" ('¡Lo encontré!'). Y este método aún se usa hoy para determinar el volumen de un sólido irregular. (Por cierto, la corona era una aleación y el orfebre fue rápidamente ajusticiado).

Cómo mantener sólido el caucho

El caucho, en forma de látex, se descubrió a comienzos del siglo XVI en América del Sur, pero tuvo poca aceptación porque con el calor se volvía pegajoso y se deformaba.

Charles Goodyear intentaba encontrar una manera de que el caucho fuera estable cuando, por accidente, derramó un recipiente con una mezcla de caucho y azufre sobre una estufa caliente. Entonces vio que el compuesto resultante no perdía la forma con el calor. Goodyear patentó la *vulcanización*, que es el proceso químico utilizado para tratar el caucho o los plásticos crudos o sintéticos para conferirles propiedades útiles, como elasticidad, firmeza y estabilidad.

Moléculas dextrógiras y levógiras

En 1884 la industria vinícola francesa contrató a Louis Pasteur para que estudiara un compuesto que quedaba en las barricas de vino durante la fermentación (el ácido racémico). Pasteur sabía que el ácido racémico era idéntico al ácido tartárico, del que se sabía que era ópticamente activo, es decir, que rotaba luz polarizada en una dirección u otra.

Cuando Pasteur examinó la sal del ácido racémico al microscopio, notó que había dos tipos de cristales y que cada uno era la imagen especular del otro. Con unas pinzas, Pasteur se entregó a la laboriosa tarea de separar ambos tipos de cristales y resolvió que ambos eran ópticamente activos, ya que rotaban luz polarizada en una cantidad idéntica pero en distintas direcciones. Este descubrimiento inició una nueva especialidad de la química, la *isomería óptica* y puso de manifiesto la trascendencia de la geometría molecular para las propiedades de las moléculas, sobre todo en bioquímica. El trabajo de Pasteur

fue determinante para comprender las enzimas y su funcionamiento en el cuerpo.

Un atajo para conseguir color: tinte artificial

En 1856 William Perkin, estudiante del Royal College of Chemistry de Londres, decidió quedarse en casa durante las vacaciones de Semana Santa para trabajar en el laboratorio la síntesis de la quinina. (¡Te aseguro que lo que hacen mis alumnos en las vacaciones de Semana Santa no es quedarse trabajando en el laboratorio!)

En el transcurso de sus experimentos, vio que en los recipientes quedaba una especie de mugre negra. Al limpiar el matraz de reacción con alcohol, notó que aquella porquería se disolvía y teñía el alcohol de color lila (malva, en realidad). Fue la síntesis del primer tinte artificial. La fortuna quiso que el color malva estuviera de moda aquel año y el tinte enseguida obtuvo una gran demanda. Así que Perkin abandonó los estudios y, respaldado por sus adinerados padres, construyó una fábrica para producirlo. Pero, si la anécdota acabara ahí, habría tenido muy poca repercusión para la historia. Los alemanes vieron el potencial de esta industria química e invirtieron gran cantidad de tiempo y dinero en ella. Empezaron a reunir y estudiar numerosas partidas de compuestos químicos y Alemania no tardó en liderar la investigación y producción química mundial.

El soñador de los anillos

A mediados de la década de 1860, el químico alemán Friedrich August Kekulé se entregó al estudio de la fórmula estructural del benceno, C_6H_6. Una madrugada, sentado ante el fuego de la chimenea, empezó a amodorrarse y, mientras dormitaba, vio grupos de átomos bailando entre las llamas como serpientes. De pronto, una de las serpientes se enroscó y formó un círculo, o un anillo. Aquella ensoñación sobresaltó a Kekulé, lo despertó y lo hizo caer en la cuenta de que el benceno tiene una estructura de anillo. El modelo de Kekulé para el benceno allanó el camino del estudio moderno de los compuestos aromáticos.

Descubrimiento de la radiactividad

En 1856 Henri Becquerel estudiaba la fosforescencia de ciertos minerales al exponerlos a la luz. En sus experimentos tomaba una muestra de mineral, la colocaba sobre una placa fotográfica muy envuelta en papeles negros y la exponía a una intensa luz solar.

En cierta ocasión en la que se encontraba preparando uno de esos experimentos, la ciudad de París se cubrió de nubes durante varias jornadas, así que Becquerel puso una muestra de mineral encima de la placa fotográfica y la metió dentro de un cajón para guardarla en un lugar seguro. Unos días después prosiguió con el experimento, reveló la placa fotográfica y, para su sorpresa, encontró en ella la imagen brillante del cristal, aunque no había estado expuesto a la luz. La muestra mineral contenía uranio. Becquerel había descubierto la radiactividad.

Hallazgo de un material realmente pegajoso: el teflón

Roy Plunkett, un químico de la empresa DuPont, descubrió el teflón en 1938. Estaba dedicado a la síntesis de refrigerantes nuevos. Había pedido que le llevaran al laboratorio un recipiente lleno de tetrafluoroetileno gaseoso, pero cuando abrió la válvula no salió nada de dentro. No sabía qué había pasado, así que cortó el recipiente para acceder al interior y se encontró con una sustancia blanca muy resbaladiza y muy poco reactiva. El gas se había polimerizado en la sustancia que ahora se conoce como teflón. Se utilizó durante la Segunda Guerra Mundial para fabricar juntas y válvulas para la planta de fabricación de la bomba atómica. Después de la guerra, el teflón acabó llegando a las cocinas en forma de recubrimiento antiadherente para sartenes y ollas.

Hazte notar: notas autoadhesivas

A mediados de la década de 1970, el químico Art Frey trabajaba en el departamento de adhesivos de la empresa 3M Company. Frey, que cantaba en un coro, usaba trozos pequeños de papel para localizar sus partes en el libro de canto, pero solían caerse. Un día recordó un adhesivo que habían

desarrollado pero habían descartado un par de años atrás porque no acababa de funcionar bien. El lunes siguiente untó un poco de aquel pésimo adhesivo en un trozo de papel y descubrió que funcionaba muy bien como marcapáginas (y que se quitaba bien sin dejar residuos). Así nacieron esas pequeñas notas autoadhesivas de colores chillones que ahora te encuentras por todas partes.

Crecimiento capilar

A finales de 1970 el minoxidil, patentado por Upjohn Corporation, se utilizaba para controlar la hipertensión arterial. En 1980 el doctor Anthony Zappacosta comentó en una carta publicada en la revista *The New England Journal of Medicine*, que a uno de sus pacientes, que estaba casi calvo y que tomaba minoxidil para tratar la hipertensión, le estaba empezando a crecer el cabello.

Los dermatólogos tomaron nota. La doctora Virginia Fiedler-Weiss, trituró algunas pastillas y preparó una disolución para darle uso tópico a algunos de sus pacientes. Funcionó en tantos casos que ahora el minoxidil se encuentra como producto sin receta para el crecimiento del cabello.

Hablando de cosas dulces

En 1879 el químico Constantin Fahlberg se encontraba trabajando en un problema de síntesis en el laboratorio cuando, de manera casual, le cayó en la mano uno de los nuevos compuestos que estaba fabricando y notó que tenía un sabor dulce. (¡Al departamento de salud y seguridad laboral no le habría hecho ninguna gracia!) Y llamó sacarina a aquella sustancia nueva.

En 1965 James Schlatter descubrió el dulzor del aspartamo mientras trabajaba en un compuesto usado en la investigación de úlceras. Por accidente le cayó en los dedos un trozo de uno de los ésteres que había producido. Notó su dulzor al humedecerse estos para coger una hoja de papel.

Capítulo 22

Diez (u once) grandes empollones de la química

En este capítulo

- Averigua cómo han influido algunos científicos en el campo de la química
- Descubre algunos grandes descubrimientos
- Entiende la relevancia de los individuos dentro de la ciencia

La ciencia es una labor humana. Los científicos se basan en sus conocimientos, su formación, intuición y corazonadas. (Y, tal como muestro en el capítulo 21, la casualidad y la suerte también intervienen en el proceso.) En este capítulo conocerás a algunos científicos cuyos hallazgos depararon avances en el campo de química. Hay cientos de ellos para elegir, pero estos son mis diez preferidos... más uno.

Amedeo Avogadro

En 1811 este jurista italiano reconvertido en científico estaba investigando las propiedades de los gases cuando infirió su famosa ley: el mismo volumen de dos gases cualesquiera a la misma temperatura y presión contiene idéntica cantidad de partículas. Esa ley permitió calcular el número de partículas en un mol de cualquier sustancia: la cifra en cuestión es el número de Avogadro. Cualquier estudiante de química y cualquier profesional de esta materia lo conoce. Si tú no, te conviene leer el capítulo 8.

Niels Bohr

La observación de que los elementos calentados emiten energía en una serie de líneas llamada *espectro de líneas* sirvió al científico danés Niels Bohr para desarrollar la idea de que los electrones solo pueden existir en ciertos niveles de energía distintos y discretos dentro del átomo.

El modelo del átomo de Bohr fue el primero que incorporó la idea de los niveles de energía, un concepto que goza de una aceptación generalizada en la actualidad. Bohr fue galardonado por este trabajo con el Premio Nobel de 1922. En el capítulo 4 hay más información sobre él.

Marie Curie

Marie Curie nació en Polonia, pero realizó la mayor parte de su trabajo en Francia. Su marido, Pierre Curie, era físico y juntos participaron en los primeros estudios de la radiactividad (un término que acuñó ella misma). Marie Curie descubrió que el mineral pechblenda contenía dos elementos más radiactivos que el uranio. Estos elementos resultaron ser el polonio y el radio. Ella y su marido compartieron el Premio Nobel con Henri Becquerel en 1903.

John Dalton

John Dalton planteó en 1803 la primera teoría atómica moderna. Desarrolló la relación entre elementos y átomos y reveló que los compuestos son combinaciones de elementos. También introdujo el concepto de masa atómica.

A diferencia de muchos otros científicos que tuvieron que esperar muchos años hasta ver aceptadas sus ideas, Dalton presenció una aceptación inmediata de sus teorías por parte de la comunidad científica. Sus ideas explicaban varias leyes que ya se habían observado y establecieron los principios de los aspectos cuantitativos de la química. ¡No está mal para un individuo que empezó a impartir clases a los doce años!

Michael Faraday

Michael Faraday hizo una aportación enorme en el campo de la electroquímica. Acuñó los términos *electrolito*, *anión*, *catión* y *electrodo*. Estableció las leyes que rigen la electrólisis, averiguó que la materia tiene propiedades magnéticas y descubrió varios compuestos orgánicos, el benceno entre ellos. Asimismo descubrió el efecto de inducción magnética, con lo que sentó las bases del motor eléctrico y el transformador. Sin los hallazgos de Faraday yo habría tenido que escribir este libro con una pluma a la luz de un candil.

Antoine Lavoisier

A Antoine Lavoisier se le considera a veces el padre de la química. Era un científico cuidadoso que realizaba observaciones detalladas y planificaba sus experimentos. Estas características le permitieron relacionar el proceso de la respiración con el proceso de la combustión. Acuñó el término *oxígeno* para nombrar el gas que había aislado Joseph Priestly en 1774. Sus estudios lo llevaron hasta la ley de la conservación de la materia, la cual establece que la materia ni se crea ni se destruye. Esta ley fue crucial para ayudar a Dalton a desarrollar su teoría atómica.

Dmitri Mendeléiev

Mendeléiev es el inventor de la tabla periódica, una herramienta indispensable en química. Descubrió las similitudes entre elementos mientras preparaba un libro de texto en 1869. Vio que si distribuía los elementos entonces conocidos por orden de peso atómico creciente, aparecía un patrón de propiedades que se repetían. Entonces usó el concepto de *propiedades periódicas* o *repetitivas* para confeccionar la primera tabla periódica. (El capítulo 5 contiene una ilustración con la tabla periódica que se utiliza hoy en día.)

Mendeléiev reparó incluso en que su tabla periódica tenía huecos que debían ocupar elementos aún desconocidos por entonces. Basándose en las propiedades periódicas, Mendeléiev predijo las características de esos elementos. Más tarde, cuando se descubrieron el galio y el germanio, se vio que estos elementos presentaban unas propiedades muy parecidas a las predichas por Mendeléiev.

Linus Pauling

Si Lavoisier es el padre de la química, Linus Pauling es el padre del enlace químico. Sus investigaciones sobre la manera exacta en que se producen los enlaces entre elementos fueron determinantes para llegar al discernimiento actual sobre los enlaces químicos. Su obra *La naturaleza del enlace químico* es un clásico en el campo de la química.

Pauling recibió el Premio Nobel en 1954 por sus trabajos sobre química. Pero fue galardonado con otro Nobel, el de la Paz, en 1963 por su labor para reducir las pruebas con armas nucleares. Es la única persona que ha recibido dos Premios Nobel en solitario. (También es muy conocido por su defensa del uso de altas dosis de vitamina C para curar el resfriado común.)

Ernest Rutherford

Aunque Rutherford tal vez encaje más en el campo de la física, su labor para el desarrollo del modelo actual del átomo permite ubicarlo entre químicos.

Realizó algunos trabajos pioneros en el campo de la radiactividad con el hallazgo y la caracterización de partículas alfa y beta, y recibió el Premio Nobel de química por este trabajo. Pero quizá es más conocido por sus experimentos de esparcimiento, con los que averiguó que el átomo es en su mayoría espacio vacío, y que en su centro debía de tener una aglomeración densa y de carga positiva que ahora se conoce como núcleo atómico. Inspirados por Rutherford, muchos de sus antiguos alumnos acabaron recibiendo con el tiempo sus propios Premios Nobel.

Glenn Seaborg

Mientras trabajaba en el Proyecto Manhattan (el proyecto para la fabricación de la bomba atómica), Glenn Seaborg se vio envuelto en el descubrimiento de varios elementos transuránidos (aquellos con un número atómico mayor que 92). Seaborg dedujo que los elementos Th, Pa y U estaban mal ubicados dentro de la tabla periódica y que debían ser los tres primeros miembros de una serie nueva de tierras raras debajo de los lantánidos.

Después de la Segunda Guerra Mundial publicó esa idea y halló una fuerte oposición. Le dijeron que arruinaría su reputación científica si seguía defendiendo aquella teoría. Pero, tal como él mismo dijo, en aquellos momentos no era nadie en el mundo de ciencia. Perseveró en su idea, que acabó demostrándose cierta. Y recibió el Premio Nobel en 1951.

Aquella niña de tercero que experimentó con vinagre y bicarbonato

Esta chica de tercero de educación primaria representa a todos esos niños que realizan grandes descubrimientos cada día. Exploran el mundo que los rodea con gafas de grandes aumentos. Desmenuzan egagrópilas de lechuzas y analizan qué animales comieron. Experimentan con imanes. Observan el nacimiento de algún animal. Construyen volcanes con vinagre y bicarbonato. Descubren que la ciencia es divertida.

Después escuchan con atención cuando les dicen que los científicos hacen muchísimas pruebas y nunca se rinden. Sus padres y profesores los animan. Nadie les dice que no pueden hacer ciencia o, si alguien lo hace, no se lo creen. Formulan preguntas, muchas preguntas. Les encanta la diversidad de la ciencia y valoran su belleza. Tal vez esos niños nunca lleguen a ser científicos profesionales, pero algún día se sentarán a la mesa del comedor riéndose y divirtiéndose con sus hijos mientras los ayudan a fabricar volcanes con vinagre y bicarbonato.

Capítulo 23

Diez consejos fantásticos para superar el curso de introducción a la química

En este capítulo

- Descubre herramientas para ayudarte a estudiar química
- Examina técnicas que suben nota en el examen

Es posible que hayas comprado este libro para saber algo más sobre química, pero lo más probable es que no tardes en matricularte en tu primer curso de Introducción a la química. Como es natural, te interesará sacar la mejor nota que te permitan tus conocimientos. Estudiar química no es igual que estudiar historia, y empollar durante la noche previa al examen no te hará sacar una buena nota (eso me dicen los alumnos que repiten curso). En este capítulo te doy algunos consejos para estudiar química con eficacia y sacar bien el curso de química.

Sigue un horario regular de estudio

Lo más probable es que no saques buenas notas en química si solo estudias la noche antes del examen. La química es una asignatura que hay que trabajar de manera regular, dedicando tiempo a pensar sobre ella. Intenta sacar un poco de tiempo cada día para estudiar química. Si lo haces así, no tendrás que darte una paliza estudiando la noche previa al examen y entenderás mejor el contenido de la materia.

RECUERDA ¿Cuánto tiempo debes dedicarle? Por norma general se necesitan dos horas de estudio por cada hora de clase. A veces tendrás que dedicarle más y otras veces, menos. Y ponte lejos del teléfono; mandar wasaps mientras estudias no es nada eficaz.

Esfuérzate por entender, no solo por memorizar

Cuando yo era estudiante, muchos de mis compañeros de clase se limitaban a memorizar los contenidos de las clases de química. Y no les fue nada bien, sobre todo cuando llegaba el examen final e intentaban recordar la materia de todo un semestre. Yo, en cambio, tenía tan mala memoria que me concentraba en asimilar realmente la materia y me resultaba el estudio más fácil y más productivo.

Desde luego, siempre hay que memorizar algunas cosas, pero te animo a que te esfuerces por comprender. No te limites a memorizar que el tamaño de los átomos disminuye a medida que se avanza de izquierda a derecha dentro de un período; aprende por qué. De esa manera, cuando te encuentres con alguna circunstancia parecida, como la tendencia de los potenciales de ionización, serás capaz de deducirlo. Cuanto menos memorices, menos olvidarás en medio de un examen.

Además, entérate de qué datos te darán en el examen y cuáles no, qué constantes debes saber o si debes memorizar toda la tabla periódica. (Vale, sí, es una broma.)

Practica haciendo los deberes

La química no es un deporte para espectadores. Muchos, muchísimos estudiantes a lo largo de mis cuarenta años de docencia me han comentado lo fácil que les pareció un problema al resolverlo yo, aunque fueron incapaces de resolverlo por sí mismos en el examen. No lo consiguieron porque nunca practicaron. ¿Has visto alguna vez en acción a un músico o atleta profesional? Viéndolos, parece fácil. Pero detrás de sus intervenciones hay práctica,

práctica y más práctica.

Lo mismo sucede con la química; para ser bueno hay que practicar. Los deberes de casa consisten en practicar. Cuantos más problemas resuelvas haciendo deberes, mejor será tu intervención durante el examen. Si tienes problemas al hacer los deberes y no consigues terminarlos, pide cita con tu profesor antes del examen. Y no solo debes hacer los deberes que te ponen (¡por supuesto, importantes para sacar buena nota!), sino que también deberías buscar problemas para resolver por tu cuenta. Práctica, práctica, práctica.

Ayúdate de recursos adicionales

Cuando preparo una clase sobre un tema que no domino recurro a diferentes fuentes que me ayudan a alcanzar el grado de entendimiento necesario para explicar esas nociones a mis alumnos. Uso distintos manuales para consultar el enfoque de distintos autores. Busco información actualizada en internet o problemas adicionales. Si tengo un compañero especializado en el tema, hablo con él.

Preparar una clase de una hora lleva varias horas. Hay que dedicar la misma cantidad de tiempo para estudiar química. Por muy bueno que sea el autor del libro de texto, no todo te parecerá meridianamente claro. Acostúmbrate a recurrir a otras fuentes, como este manual, para ayudarte a entender qué demonios quiere decir el autor de tu libro de texto. Es posible que no cuentes con una bibliografía amplia sobre química (probablemente este manual y tu libro de texto), así que acude a la biblioteca y trabaja con algún otro texto. Haz una búsqueda en internet para localizar los temas que te dan problemas. Consulta distintas fuentes desde diferentes ángulos. Todo esto lleva tiempo, desde luego, pero mucho menos que repetir curso.

Lee la materia antes de clase

Los profesores de química suelen explicar cada tema nuevo sin contar con que te lo hayas mirado de antemano. Sin embargo, echarle un vistazo al texto antes de ir a clase te dará unas bases para entender mejor las explicaciones. A mis alumnos les recomiendo que dediquen unos 15 minutos a leer la materia

del día antes de venir a clase. Basta con que leas para entender lo esencial, no es necesario que resuelvas problemas (eso vendrá después). Limítate a hacerte una idea general del tema que abordará el profesor. Esta comprensión previa le dará mucho más sentido a sus explicaciones. Después de clase podrás volver a leer la materia en profundidad; antes de clase tu objetivo será quedarte con una idea general.

En cambio, si el profesor cuenta con que te has leído la materia en profundidad antes de ir a clase, entonces harás bien en leerla e intentar incluso resolver problemas relacionados con ella.

Toma apuntes de calidad

Me he sentido tentado a comprarme una camiseta con la leyenda "¡Si muevo los labios, deberías estar escribiendo!". En teoría deberías poder limitarte a leer el libro de texto, trabajar los ejercicios y bordar los exámenes. Sin embargo, nunca parece funcionar así. Lo más seguro (esperemos) es que tu profesor no se limite a leer el texto. Explicará las cosas de una forma distinta a como las expone el autor del libro de texto, lo cual resulta muy valioso.

RECUERDA

Tu profesor también explicará por qué ocurren las cosas tal como lo hacen. Esta información también es valiosa porque te lleva más allá de la mera memorización. Tomar apuntes de calidad te permitirá quedarte con esas explicaciones y técnicas. Después, cuando estudies el examen o una prueba, los apuntes te ayudarán a refrescar la memoria; cuanto mejores y más completos sean los apuntes, más útiles te resultarán, lo que significa que te servirán para hacer mejor el examen.

Pasa a limpio los apuntes de clase

Usar un ordenador para tomar apuntes en una clase de química es una tarea compleja por los numerosos símbolos, estructuras, fórmulas y cosas especiales que aparecen. Así que la mayoría de los estudiantes toman apuntes a mano y esos apuntes suelen quedar desaliñados porque se escriben deprisa. También

me han contado que algunos alumnos se duermen en clase (aunque no en la mía) y que sus apuntes se van desvaneciendo.

CONSEJO Es difícil estudiar apuntes tomados con rapidez, así que pasa a limpio los apuntes para que sean más útiles. Podrás dedicar un poco más de tiempo a dibujar estructuras y escribir fórmulas. Intenta pasarlos a limpio cuanto antes después de la clase, a ser posible antes de que pasen veinticuatro horas; te servirá como técnica de refuerzo para ayudarte a entender temas complejos. Si algo no te queda claro, podrás usar el libro de texto u otras fuentes para ampliar y aclarar las dudas.

También puedes tomarte el tiempo necesario para teclear los apuntes en el ordenador de manera que puedas encontrar con rapidez determinados conceptos cuando tengas que estudiarlos más adelante. Los esquemas o diagramas seguirán siendo un problema para pasarlos al ordenador, pero puedes utilizar programas de dibujo o conservar figuras hechas a mano aparte.

Haz preguntas

La única pregunta tonta es la que no has hecho. Si no entiendes algo en clase, pregunta lo antes posible. Por lo común la duda no se aclara más por esperar y puede que te impida entender información importante basada en ella. Si te da vergüenza hacer preguntas en clase, acude al despacho del profesor durante sus horas de consulta. Pídele que vuelva a explicártelo. Puede que un enfoque distinto te ayude a entenderlo. La mayoría de los profesores y maestros se dedican a esta profesión porque disfrutan ayudando a los demás, así que, por favor, dale a tu profesor la oportunidad de ayudarte. Estás pagando (o alguien lo hace por ti) una gran cantidad de dinero por el tiempo de tu profesor, así que ¡asegúrate de aprovechar el dinero invertido!

Duerme bien antes de los exámenes

Si has llevado al día el estudio y los deberes, entonces lo único que te quedará por hacer la noche antes del examen será darle un repaso. Aprender mucha química la noche antes del examen es complicado. Es mejor que la noche previa ojees varias veces los apuntes y dediques como mucho una hora a estudiar.

CONSEJO Lo mejor que puedes hacer es dormir bien para estar despejado y relajado durante el examen. Tienes que ser capaz de pensar y razonar durante el examen de química, lo cual te resultará difícil si estás dormido. Evita no pegar ojo en toda la noche.

Presta especial atención a los detalles

Aun sabiéndote la materia es fácil sacar una mala nota si cometes errores en el examen por descuido. Si compruebas que has asignado la carga correcta a especies con carga eléctrica (iones, partículas subatómicas, etcétera) y que tus respuestas llevan la cantidad correcta de dígitos significativos, reducirás la cantidad de puntos perdidos por errores tontos. También debes asegurarte de que no te has saltado ningún problema, de que has rellenado bien el folio con las respuestas y cosas así. Los errores por despistes tontos pueden costarte puntos fáciles de conseguir.

Capítulo 24

Los diez principales en productos químicos industriales

En este capítulo

- Descubre qué compuestos químicos se producen en mayor cantidad
- Entérate de los usos de algunos compuestos químicos

En última instancia, la química trata sobre compuestos químicos. En el colegio es posible que realices una reacción con algunos gramos de una sustancia química; en la industria puede que se usen toneladas de esa misma sustancia para lograr esa misma reacción. Y la industria gana grandes cantidades de dinero a partir de unas pocas sustancias químicas. Yo me preguntaba por la química industrial cuando empecé las clases de química, incluido lo que pasa en ese ámbito y qué sustancias químicas se usan a gran escala, así que en este capítulo te hablaré de los diez productos químicos que más se producen. No doy información sobre las cantidades que se producen de ellos porque cambian constantemente, pero de todos los productos químicos que menciono, se fabrican más de 100 millones de toneladas cada año. Aquí podrás ver la relevancia que tiene la química en tu vida cotidiana.

Ácido sulfúrico (H_2SO_4)

Da igual qué año sea, el ácido sulfúrico encabeza la lista como el producto químico más fabricado a nivel mundial. El mayor uso del ácido sulfúrico se destina a la producción de fertilizantes (sulfato de amonio y superfosfato). Aun así, el ácido sulfúrico también se utiliza en otros productos, como los

siguientes:

> ✔ Detergentes.
> ✔ Baterías de coches de ácido y plomo.
> ✔ Otras sustancias químicas, como ácido clorhídrico, pintura, explosivos, pigmentos y fármacos.

El ácido sulfúrico también se usa como reactivo durante la fabricación y procesamiento de ciertas sustancias. Estos son algunos ejemplos de su función:

> ✔ Para eliminar impurezas durante el refinamiento del petróleo.
> ✔ Para eliminar óxidos metálicos antes de revestir y galvanizar metal.
> ✔ Para eliminar el agua durante ciertas reacciones químicas.
> ✔ Para que actúe como reactivo en la fabricación de rayón y nitroglicerina.

Nitrógeno (N_2)

El nitrógeno es, en gran medida, un gas inerte porque suele usarse como gas de recubrimiento, lo que significa que protege sustancias sensibles al oxígeno del contacto con el aire. Estos son algunos usos industriales del nitrógeno líquido:

> ✔ Para congelar con rapidez sustancias para su procesamiento. Por ejemplo, suele emplearse para congelar neumáticos viejos para facilitar su trituración con la finalidad de reciclarlos.
> ✔ Para fabricar acero y otros metales.
> ✔ Para enfriar hormigón, lo que mejora las propiedades del material de construcción.
> ✔ Para congelar barro y facilitar la construcción.
> ✔ Para enfriar reactores químicos, lo que permite a los ingenieros químicos controlar con más eficacia las reacciones secundarias.

Las siguientes industrias también usan nitrógeno y nitrógeno líquido:

> ✔ La industria alimentaria utiliza su capacidad de enfriar con rapidez para

reducir al mínimo los daños que producen en los tejidos de los seres vivos los cristales de hielo que suelen formarse durante el proceso de congelación convencional. Otro uso en alimentación: se emplea en camiones refrigerados para reducir al mínimo el contacto de la comida con el aire.

- ✔ La industria sanitaria lo usa para congelar sangre y muestras de tejidos, así como en criocirugía, para destruir tejidos, como verrugas.

Y el club de química de mi facultad lo usa para hacer helados. No se bate nada; ¡está listo en menos de un minuto!

Etileno (C_2H_4)

El etileno es una de las materias primas más importantes para la industria química, sobre todo la industria de los plásticos. Tal vez te sorprenda la versatilidad de este compuesto. Tiene los siguientes usos:

- ✔ Producir glicol de etileno (anticongelante), estireno (utilizado para fabricar poliestireno para embalaje y aislamiento) y polietileno, uno de los plásticos de uso más extendido. De hecho, casi la mitad del etileno que se produce se utiliza para fabricar distintos tipos de polietileno.
- ✔ Para fabricar etanol para usos industriales (por ley, el etanol para consumo humano debe fabricarse por fermentación).
- ✔ Para producir poliéster (como las prendas de vestir de poliéster de la década de 1970).
- ✔ Para producir caucho sintético.

Oxígeno (O_2)

Una de las funciones principales del oxígeno es participar en los siguientes procesos de combustión:

- ✔ El oxígeno de producción comercial se emplea en sopletes de soldadura de oxiacetileno y oxihidrógeno.
- ✔ El oxígeno se utiliza en la industria del acero para ayudar a quemar impurezas en el mineral fundido. ¡Se necesita alrededor de una tonelada

de oxígeno por cada tonelada de acero producido!

- ✔ El oxígeno líquido (también llamado LOX) se usa como agente oxidante en misiles y cohetes. El tanque de oxígeno que se usa durante el despegue de un transbordador espacial lleva unos 550 000 litros de oxígeno líquido.

El oxígeno también se utiliza en industrias químicas para descomponer hidrocarburos (compuestos formados tan solo por carbono e hidrógeno) en productos de hidrocarburos menores, como etileno, propileno y acetileno, que a su vez se usan para fabricar plásticos, pinturas y otros productos.

Propileno (C_3H_6)

El mayor uso que se le da al propileno es como intermediario en la producción de otros compuestos químicos, como los siguientes:

- ✔ La producción del polietileno necesario para fabricar fibras sintéticas para alfombras de interior y exterior.
- ✔ La producción de glicoles de propileno para líquido de frenos de automóviles, detergentes y pinturas.
- ✔ La producción de poliuretano para aislamientos de espuma rígida.
- ✔ La producción de varios tipos de plásticos ABS para teléfonos y tapicerías de coches.

Cloro (Cl_2)

El cloro tiene muchos usos, entre los que se cuentan los siguientes:

- ✔ Para fabricar productos de consumo e industriales, como plásticos, medicamentos, tintes, productos domésticos de limpieza (incluida la lejía y otros desinfectantes), insecticidas y textiles.
- ✔ Para diversos tratamientos del agua, como los siguientes:
    - Eliminar la mayor parte de las infecciones microbiológicas que porta durante el proceso de purificación en muchas plantas depuradoras de agua.

- Matar bacterias de piscinas (donde se usa hipoclorito de sodio que se fabrica a partir del cloro).

✔ Para que actúe como un reactivo crucial en la fabricación de chalecos antibalas, chips de computadoras y piezas de automóviles.

Dicloruro de etileno ($C_2H_2Cl_2$)

El principal uso del dicloruro de etileno se centra en la producción de cloruro de polivinilo (PVC). Las tuberías de plástico que se utilizan para canalizar el agua a través y por debajo de tu vivienda son de PVC, que es fundamental en la industria de la construcción.

El dicloruro de etileno también se usa para fabricar poliestireno, otro polímero sintético muy útil. El dicloruro de etileno se emplea para fabricar:

✔ Ciertos líquidos para limpiar tintes.

✔ Pavimentos.

✔ Cortinas de ducha.

✔ Goma sintética.

Ácido fosfórico (H_3PO_4)

Unas tres cuartas partes del ácido fosfórico que se produce en todo el mundo se usa para fabricar fertilizantes fosfatados sintéticos. Otras de sus aplicaciones son las siguientes:

✔ **Aditivo alimentario.** La industria alimentaria lo añade para ajustar el pH de los alimentos (en refrescos de cola, por ejemplo), como agente aclarador y como conservante.

✔ **Eliminar el óxido.** Convierte el óxido férrico (Fe_2O_3) en fosfato férrico ($FePO_4$), lo que permite retirarlo frotando con facilidad. El ácido fosfórico para este fin se suele vender en forma de gel llamado gel naval o jalea naval.

Amoníaco (NH_3)

Más de la mitad del amoníaco que se produce en el mundo se destina a la agricultura.

> ✔ Se usa para fabricar fertilizantes líquidos que contienen amoníaco, nitrato de amonio y urea. También se utiliza para fabricar fertilizante de nitrato de amonio.
> ✔ Se emplea para fabricar defoliantes del algodón que desprenden las hojas de las plantas y facilitan su cosecha.
> ✔ Se utiliza para fabricar antimicóticos para ciertas frutas.

También se emplea para fabricar otros productos químicos, como

> ✔ Ácido nítrico.
> ✔ Algunos tintes.
> ✔ Sulfamidas.
> ✔ Cosméticos.
> ✔ Vitaminas.
> ✔ Ciertos textiles sintéticos, como el rayón y el nailon.
> ✔ Productos de limpieza doméstica, como limpiacristales.

Además, el amoníaco tiene diversas aplicaciones industriales:

> ✔ Como agente complejante en las industrias de la minería y la metalurgia.
> ✔ Como refrigerante en refrigeración industrial.
> ✔ Como agente curtidor y protector en la industria peletera.

Hidróxido de sodio (NaOH)

Cuando la industria necesita una base fuerte, recurre siempre al hidróxido de sodio, el cual encuentra numerosos usos en diversas industrias. Estos son algunos de ellos:

- ✔ En la industria petrolera, para aumentar el pH del barro de perforación y hacerlo más viscoso.
- ✔ En algunos países, para favorecer la eliminación de impurezas de azufre en petróleo crudo de baja calidad.
- ✔ Para la digestión y blanqueamiento de fibras de madera en la industria del papel.
- ✔ Para descomponer los animales atropellados de las cunetas y, si te crees lo que cuentan en la serie *CSI*, para deshacerse de restos humanos.
- ✔ Para fabricar jabón.
- ✔ En la producción de biodiésel.
- ✔ Como producto de limpieza industrial, sobre todo para desengrasar equipos, y en las casas se utiliza como limpiador de hornos y de desagües.
- ✔ En la industria alimentaria, para preparar sémola, fideos chinos y galletitas saladas.

Glosario

ácido: Compuesto donante de un protón (H^+).

ácido débil: Donante de protones que solo experimenta una disociación parcial en agua.

ácido fuerte: Donante de protones que se disocia por completo en agua.

afinidad electrónica: Cambio de energía que resulta de la incorporación de un electrón a un átomo o ion de un gas.

agente oxidante o comburente: El reactivo que se reduce.

agente reductor: Reactivo que experimenta oxidación durante una reacción redox.

amplitud: Altura de una onda.

anfotérico: Sustancia que puede actuar como ácido o como base, dependiendo de con qué se combine.

anión: Ion con carga eléctrica negativa.

átomo: Partícula mínima de materia que representa un elemento específico.

Aufbauprinzip**:** *Véase* principio de construcción.

barómetro: Instrumento que mide la presión atmosférica.

base: Compuesto receptor de un protón (H^+).

base débil: Receptor de protones que solo experimenta una disociación parcial en agua.

base fuerte: Receptor de protones que contiene el ion hidróxido y se disocia por completo en agua.

bruma fotoquímica: Gas atmosférico que se forma cuando la luz solar desencadena ciertas reacciones químicas en las que intervienen hidrocarburos sin quemar y óxidos de nitrógeno.

bruma gris o industrial: Mezcla atmosférica de gases formada por niebla, hollín, ceniza, ácido sulfúrico y dióxido de azufre.

calor de evaporación: Cantidad de calor necesaria para que un líquido se convierta en gas.

calor específico: Cantidad de calor necesaria para alterar 1 K la temperatura de una sustancia.

caloría: Cantidad de energía necesaria para elevar 1 °C la temperatura de 1 g de agua.

calorimetría: Técnica de laboratorio que se emplea para medir la cantidad de calor que se libera o absorbe durante un proceso químico o físico.

cambio de fase: Cambio de estado.

capacidad calorífica: *Véase* calor específico.

capacidad calorífica específica (*S*): Cantidad de calor necesaria para elevar 1 K la temperatura de 1 g de una sustancia.

capacidad calorífica molar (*S*): Cantidad de calor necesaria para alterar 1 K la temperatura de 1 mol de una sustancia.

capilaridad: Ascenso espontáneo de un líquido por un tubo estrecho en contra de la fuerza de la gravedad.

captura de electrones: Forma de desintegración radiactiva en la que un electrón del orbital 1s es capturado por el núcleo.

carga nuclear efectiva: Atracción neta hacia el núcleo que experimenta un electrón debido al efecto de apantallamiento que ejercen los otros electrones.

catalizador: Sustancia que acelera una reacción y (al menos en teoría) se puede recuperar intacta al final de la reacción.

catión: Ion con carga eléctrica positiva.

celda unidad: Unidad de repetición en una red cristalina.

cero absoluto: Temperatura a la que se detiene por completo el movimiento molecular; se corresponde con 0 k.

coloide: Mezcla homogénea cuyos solutos tienen un diámetro intermedio entre los de las disoluciones y los de las suspensiones.

compuesto: Sustancia pura formada por dos o más elementos diferentes.

compuesto binario: Compuesto formado por tan solo dos elementos.

concentración: Medida de la cantidad de soluto disuelto en una solución.

concentrado: Término cualitativo que describe una disolución con una cantidad relativamente elevada de soluto en comparación con la cantidad de disolvente.

configuración electrónica: Método abreviado para representar el patrón de electrones dentro de un átomo.

cuantizado: Término que describe un átomo que solo lleva asociadas a su estado una energía determinada.

DBO: *Véase* demanda biológica de oxígeno.

demanda biológica de oxígeno: Cantidad de oxígeno disuelto necesario para

oxidar la materia biológica contenida en el agua; se suele denominar por sus siglas: DBO.

diagrama de fases: Representación gráfica de la relación de los estados de la materia de una sustancia con la temperatura y la presión.

dipolo: Molécula con un extremo negativo y el otro extremo positivo.

disolución: Mezcla homogénea compuesta por un disolvente y uno o más solutos.

disolución ácida: Disolución con un pH inferior a 7.

disolución acuosa: Mezcla donde el disolvente es agua.

disolución básica: Disolución con pH superior a 7.

disolución diluida: Término cualitativo que designa una disolución con una cantidad relativamente pequeña de soluto en comparación con la cantidad de disolvente.

disolución neutra: Aquella cuyo pH vale 7.

disolución no saturada: Disolución con menos de la cantidad máxima de soluto disuelto en una cantidad dada de solvente a una temperatura dada.

disolución saturada: Disolución en la que ya se ha disuelto la cantidad máxima de soluto por cantidad de disolvente dado a una temperatura determinada.

disolución sobresaturada: Disolución en cuyo disolvente se ha disuelto una cantidad de soluto superior a la máxima.

disolvente: Elemento de una disolución que está presente en la cantidad más abundante.

ebullición: Proceso mediante el cual se pasa de estado líquido a estado gaseoso.

ecuación combinada de los gases: Relaciona la temperatura, la presión y el volumen de un gas suponiendo que la cantidad permanezca constante.

ecuación de Van der Waals: Variante de la ley de los gases ideales para compensar el comportamiento de los gases reales.

ecuación iónica: Muestra los reactivos solubles y los productos en forma de iones.

ecuación iónica neta: Ecuación en la que no se muestran los iones espectadores, sino solo las especies químicas que intervienen en la reacción.

ecuación molecular: Ecuación que muestra todos los reactivos y productos de una forma no disociada.

efecto invernadero: Aumento de la temperatura de la atmósfera a causa del incremento de la concentración en la atmósfera de ciertos gases, principalmente dióxido de carbono. Estos gases dificultan que la radiación solar que la Tierra refleja salga de la atmósfera hacia capas superiores.

efecto Tyndall: Fenómeno consistente en la aparición de un haz de luz a través de un coloide debido al reflejo de esa luz en las grandes partículas del coloide.

electrolito: Sustancia que conduce una corriente eléctrica al fundirse o al disolverse en agua.

electrolito débil: Electrolito que solo experimenta una disociación parcial en agua.

electrolito fuerte: Electrolito que se disocia por completo en agua.

electrón: Partícula subatómica con carga negativa y muy poca masa.

electronegatividad: Medida de la fuerza de atracción que ejerce un átomo sobre un par de electrones enlazantes.

electrones de valencia: Electrones (normalmente solo en los orbitales s y p)

que se encuentran situados en el nivel de energía más exterior.

elemento de transición: Elemento catalogado como grupo B de la tabla periódica.

elemento de transición interna: Elemento de los dos grupos horizontales que aparecen entresacados del cuerpo de la tabla periódica.

elemento del grupo principal: Elemento de la tabla periódica etiquetado con una A.

emisión gamma: Forma de desintegración radiactiva en la que se emiten desde el núcleo fotones de alta energía y corta longitud de onda.

energía cinética: Energía del movimiento.

energía de activación: Cantidad mínima de energía que hay que aportar para iniciar una reacción química.

energía de ionización: Energía necesaria para arrancar por completo un electrón de un átomo gaseoso.

energía potencial: Energía almacenada.

enlace covalente: Enlace en el que dos átomos comparten uno o más pares de electrones.

enlace covalente apolar: Enlace cuyos electrones enlazantes se comparten por igual entre dos átomos.

enlace covalente coordinado: Enlace covalente entre dos átomos donde un átomo aporta los dos electrones para el enlace.

enlace covalente polar: Enlace en el que los pares de electrones enlazantes se comparten de manera desigual.

enlace de hidrógeno: Fuerza intermolecular dipolo-dipolo intensa que resulta de un átomo de hidrógeno unido a un oxígeno, un nitrógeno o un flúor

en una molécula que es atraída hacia un átomo de oxígeno, nitrógeno o flúor de otra molécula.

enlace iónico: Enlace resultante de la reacción de un metal con un no metal; el metal pierde electrones y genera un catión, mientras que el no metal gana electrones y crea aniones. La fuerza de atracción entre iones diferentes es el enlace iónico.

enlace metálico: Tipo de enlace entre metales donde los electrones de cada átomo se encuentran deslocalizados y tienen libertad para moverse por todo el sólido.

enlace pi (π): Enlace que resulta de la superposición de orbitales atómicos encima y debajo de una línea que conecta ambos núcleos.

enlace sigma (σ): Enlace con la superposición de los orbitales sobre una línea que conecta los dos núcleos.

entalpía estándar de formación ($\Delta Hf°$): Cambio de entalpía que se produce cuando se forma 1 mol del compuesto a partir de sus elementos cuando todas las sustancias se encuentran en su estado estándar.

entorno: En termodinámica se usa este término para aludir el resto del universo que se ve afectado por algún tipo de cambio.

envolturas: Distintos niveles de energía a situados a diferentes distancias del núcleo y en los que se localizan los electrones de un átomo.

equilibrio químico: Se da cuando dos reacciones exactamente opuestas ocurren al mismo tiempo, en el mismo lugar y al mismo ritmo de reacción.

espectro continuo: Espectro de la luz en el que aparecen todas las longitudes de onda de la luz.

espectro de líneas: Serie de líneas finas que representan longitudes de onda de fotones característicos de un elemento particular.

espectro electromagnético: Rango de energía radiante compuesto por rayos gamma, rayos X, etc.

estequiometría: Cálculo de la cantidad (masa, moles, partículas) de una sustancia en una reacción química.

estructura de Lewis: Fórmula estructural que representa los elementos y sus electrones de valencia.

factor de Van't Hoff: Proporción entre los moles de partículas de soluto formadas y los moles de partículas de soluto disueltas en una disolución.

familias: *Véase* grupos.

fórmula empírica: Fórmula química de un compuesto que indica qué átomos intervienen y la proporción más simple en números enteros que mantienen los elementos.

fórmula molecular: Expresión simbólica que presenta los elementos que forman un compuesto y la cantidad real de cada uno. También se conoce como fórmula real o verdadera.

frecuencia (ν): Número de ondas que pasan por un punto de referencia por segundo.

fuente no puntual de contaminación: Foco de contaminación difuso dentro de la naturaleza.

fuente puntual de contaminación: Origen definido identificable de contaminación.

fuerza intermolecular: Fuerza de atracción o repulsión entre moléculas.

función de onda: Descripción matemática del movimiento del electrón.

gas: Estado de la materia que no tiene forma ni volumen definidos.

gas ideal: Gas que cumple las cinco condiciones de la teoría cinética molecular de los gases.

gas noble: Elemento del grupo VIIIA (18) de la tabla periódica. Por lo general,

es un elementos no reactivo, ya que tiene completas las capas de valencia.

grupos: Columnas verticales de la tabla periódica; también se llaman *familias*.

halógeno: Elemento del grupo VIIA de la tabla periódica.

indicadores: Compuesto que se añade a la sustancia cuyo pH se quiere valorar y que cambia de color según ese parámetro.

interacción dipolo-dipolo: Fuerza intermolecular que se produce entre moléculas polares.

interacción ion-dipolo: Fuerzas de atracción o repulsión entre un ion y una molécula polar.

intermedio de reacción (producto): Sustancia que se forma pero luego se consume durante una reacción.

ion espectador: Anión que interviene directamente en una reacción química que mantiene la neutralidad eléctrica de la disolución.

isoelectrónico: Que tiene la misma configuración electrónica.

isómeros estructurales: Compuestos que tienen la misma fórmula molecular pero difieren en cuanto a la forma en que se encuentran unidos los grupos entre sí.

isótopos: Átomos de un mismo elemento con cantidades distintas de neutrones.

julio: Unidad de la energía en el Sistema Internacional.

ley de Avogadro: Principio según el cual el volumen de un gas y la cantidad de moles de dicho gas mantienen una relación directa siempre que la temperatura y la presión permanezcan constantes.

ley de Boyle: Principio según el cual existe una relación inversa entre el volumen y la presión de un gas cuando la temperatura y la presión

permanecen constantes.

ley de Charles: Principio según el cual existe una relación directa entre el volumen y la temperatura termodinámica, siempre que la presión y la cantidad de gas se mantengan constantes.

ley de conservación de la materia: Principio según el cual la materia no se crea ni se destruye en las reacciones químicas convencionales.

ley de Dalton: Establece que, en una mezcla de gases, la presión total asciende a la suma de las presiones parciales de cada gas individual.

ley de Gay-Lussac: Principio que describe la relación directa entre la presión de un gas y su temperatura termodinámica si el volumen y la cantidad de gas se mantienen constantes.

ley de Graham: Principio según el cual la velocidad de difusión o efusión de un gas es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de las masas molares del gas.

ley de Henry: Principio según el cual la solubilidad de un gas aumenta con el incremento de la presión parcial del gas.

ley de Hess: Principio según el cual si una reacción se produce en una serie de pasos, entonces el cambio de entalpía para la reacción completa no es más que la suma de los cambios de entalpía de cada paso individual.

ley de los gases ideales: Principio que relaciona la temperatura termodinámica, la presión, el volumen y la cantidad de un gas; su forma matemática es $PV = nRT$.

líquido: Estado de la materia que tiene un volumen definido, pero no forma definida.

lluvia ácida (precipitación): Lluvia cuyo pH está dentro del rango ácido debido a los contaminantes que porta.

longitud de onda (λ): Distancia entre dos puntos idénticos adyacentes de una onda.

manómetro: Instrumento que se utiliza para medir la presión de un gas confinado.

mecanismo de reacción: Secuencia de reacciones individuales que ocurren en el conjunto de una reacción.

membrana semipermeable: Película delgada y porosa que permite el paso de moléculas de disolvente, pero no de partículas de soluto.

metal: Elemento maleable, dúctil y buen conductor que tiende a perder electrones durante las reacciones químicas. El mercurio es el único metal líquido; los demás son sólidos.

metal alcalino: Elemento del grupo IA de la tabla periódica.

metal alcalinotérreo: Elemento del grupo IIA de la tabla periódica.

metaloide: Grupo de elementos con propiedades de metales y no metales.

mol (*mol*): Cantidad de partículas que hay en 12 g de C-12. En el nivel microscópico hay $6{,}022 \times 10^{23}$; en el nivel macroscópico un mol se corresponde con la cantidad de gramos en la masa molar de una sustancia.

molalidad (m): Unidad de concentración de una disolución que se define como los moles de soluto por kilogramo de disolvente.

molaridad: Unidad de concentración de una disolución que se define como la cantidad de moles de soluto por litros de disolución.

molécula: Compuesto formado por enlaces covalentes.

no electrolito: Sustancia que no conduce la electricidad al fundirse o al disolverse en agua.

no metal: Elemento que, en general, tiene propiedades opuestas a las de los metales. Suelen ganar electrones en las reacciones químicas.

nube de electrones: Volumen de espacio en el que hay una probabilidad

elevada de encontrar un electrón; también se la llama *densidad electrónica*.

núcleo: Centro denso del átomo; alberga los protones y los neutrones.

número atómico (Z): Número de protones que alberga un núcleo.

número cuántico: Parámetro que describe cada electrón dentro de un átomo; indica el tamaño del orbital, la forma, la orientación en el espacio y el espín de cada electrón.

número cuántico de espín: Parámetro que indica la dirección en la que gira el electrón.

número cuántico de momento angular (*l*): Este número describe la forma de un orbital.

número cuántico magnético (m*l*): Describe la orientación del orbital alrededor del núcleo.

número cuántico principal (*n*): Describe el tamaño del orbital y la distancia relativa al núcleo.

número de Avogadro: Cantidad de partículas (átomos, iones, moléculas) que hay en un mol. Su valor es $6{,}022 \times 10^{23}$.

número másico: Suma de los protones y neutrones de un elemento químico.

números de oxidación: Números calculados en química que permiten hacer cosas como ecuaciones redox ajustadas.

orbital (función de onda): Descripción en mecánica cuántica del lugar donde se encuentra un electrón dentro de un átomo.

orbital atómico: Volumen de espacio donde es más probable encontrar un electrón concreto dentro de un átomo.

orbital híbrido: Orbital atómico que se forma como resultado de la mezcla de orbitales atómicos de los átomos que intervienen en un enlace covalente.

orden de enlace: Parámetro que relaciona los electrones enlazantes y los antienlazantes en un orbital molecular (OM) y se corresponde con el número de electrones en OM enlazantes menos el número de electrones en OM antienlazantes, dividido entre 2.

ósmosis: Paso de moléculas de solvente a través de una membrana semipermeable.

ósmosis inversa: Proceso que tiene lugar cuando se supera la presión osmótica en el lado de una disolución con una membrana semipermeable, lo cual hace que las moléculas de disolvente atraviesen la membrana.

oxidación: Pérdida de electrones.

par conjugado ácido-base: Par de compuestos (uno ácido y otro base) que difieren en un único H^+.

partícula alfa: En esencia, un núcleo de helio (dos protones y dos neutrones).

partícula beta: En esencia, un electrón.

partícula en suspensión: Pequeña partícula sólida que se encuentra suspendida en el aire.

pascal: Unidad de presión en el Sistema Internacional.

período: Agrupación horizontal dentro de la tabla periódica.

período de semidesintegración: *Véase* vida media.

porcentaje de masa (peso): Masa del soluto dividida entre la masa de la disolución y, después, multiplicada por 100.

porcentaje de volumen: En una disolución, el volumen del soluto dividido entre el volumen de una disolución, con el resultado multiplicado por 100.

porcentaje masa (peso)/volumen: Masa del soluto dividida entre el volumen de la disolución y, después, multiplicada por 100.

positrón: En esencia, un electrón con carga eléctrica positiva.

precipitado: Material indisoluble que se forma en una disolución a partir de los iones presentes.

presión: Fuerza por unidad de superficie.

presión de vapor: Presión ejercida por las moléculas gaseosas en contacto con un líquido dentro de un recipiente cerrado.

presión osmótica: Cantidad de presión que hay que ejercer en una disolución para detener la ósmosis.

principio de construcción: Este principio (también conocido como *Aufbauprinzip*) establece que los electrones de un átomo completan en primer lugar los niveles más bajos de energía.

propiedades coligativas: Propiedades de las disoluciones que dependen tan solo de la cantidad de partículas disueltas que portan y no del tipo de soluto.

punto crítico: Punto en el diagrama de fases más allá del cual las fases líquida y gaseosa de una sustancia son indistinguibles entre sí.

punto de ebullición: Temperatura a la que hierve un líquido; también es la temperatura a la que la presión de vapor del líquido se equipara con la presión atmosférica.

punto de fusión (pf): Temperatura a la que el estado sólido de una sustancia se convierte en estado líquido a la presión atmosférica.

punto final: Punto de una valoración (o titulación) en el que un indicador señala que se ha añadido una cantidad de valorante igual a la cantidad de sustancia titulada.

punto triple: Combinación de temperatura y presión en un diagrama de fases que permite la coexistencia de los tres estados de la materia de una sustancia.

radiactividad: Desintegración espontánea de un isótopo inestable en otro más

estable.

reacción de combustión: Reacción en la que una especie química se combina con rapidez con el oxígeno y emite, por lo general, calor, luz o las dos cosas.

reacción de descomposición: Reacción en la que un compuesto se descompone en dos o más sustancias más simples.

reacción de desplazamiento (o sustitución) simple: Reacción en la que los átomos de un elemento sustituyen (o desplazan) los átomos de otro elemento de un compuesto.

reacción de doble desplazamiento (metátesis): Reacción en la que se forma al menos un producto indisoluble al mezclar dos disoluciones.

reacción de metátesis: Reacción en la que se forma al menos un producto indisoluble a partir de la mezcla de dos disoluciones.

reacción de neutralización: Reacción en la que un ácido reacciona con una base para formar una sal y agua.

reacción de precipitación: Reacción que implica la formación de un precipitado indisoluble a partir de la mezcla de dos compuestos solubles.

reacción endotérmica: Tipo de reacción que absorbe energía del entorno.

reacción exotérmica: Tipo de reacción que aporta calor al entorno.

reacción redox: Reacción química durante la cual se ganan o pierden electrones.

reactivo: Material de partida de una reacción química.

reactivo limitante: El reactivo que se agota por completo en primer lugar durante una reacción química.

red cristalina: Estructura tridimensional que ocupan los sólidos cristalinos.

reducción: Ganancia de electrones.

regla de Hund: Establece que los electrones van ocupando orbitales de la misma energía de uno en uno y con el mismo espín antes de formar parejas.

regla del octeto: Ley según la cual en las reacciones químicas, los átomos pierden, ganan o comparten electrones con la finalidad de llenar una capa de valencia y completar así su conjunto de ocho electrones.

rendimiento real: Cantidad real de producto que se forma durante una reacción química.

rendimiento teórico: Cantidad máxima de producto que se puede formar durante una reacción química.

resonancia: Método para describir una estructura molecular que no se puede representar mediante una mera estructura de Lewis. Se usan varias estructuras de Lewis, cada una de ellas con distintas posiciones para los pares de electrones.

series de actividad: Listado de los metales por orden decreciente de facilidad de oxidación.

sistema: Término que se utiliza en termodinámica para aludir a la parte del universo que se está estudiando.

sistema internacional de unidades de medida (SI): Sistema de unidades que se usa en ciencia; está relacionado con el sistema métrico decimal.

sólido: Estado de la materia con forma y volumen definidos.

sólido amorfo: Sólido que carece de orden generalizado en sus partículas.

sólido cristalino: Sólido cuyas partículas mantienen un orden muy regular llamado red cristalina.

sólido de red: Sustancias formadas por enlaces covalentes con una red cristalina muy extensa.

sólido iónico: Sólido con redes cristalinas compuestas por iones que se mantienen unidos debido a la atracción de las cargas de los iones.

soluto: Compuesto de una disolución que está presente en la cantidad más pequeña.

solvatación: Formación de una capa de moléculas de disolvente alrededor de una partícula de soluto.

sublimación: Cambio de estado en el que una sustancia pasa directamente del estado sólido al estado gaseoso sin convertirse en líquido.

subnivel electrónico: Dentro de las capas de electrones, orbital de energías ligeramente distinta donde se agrupan los electrones.

suspensión: Mezcla heterogénea cuyas partículas son grandes (> 1000 nm).

tampones (o disoluciones amortiguadoras o reguladoras): Disoluciones que resisten un cambio en el pH, tanto cuando se les añade un ácido como cuando se les añade una base.

tensión superficial: Fuerza necesaria para romper la capa molecular situada en la superficie de un líquido.

teoría cinética molecular: Modelo de las propiedades de los gases en el nivel microscópico.

teoría de orbitales moleculares (OM): Describe los enlaces covalentes como la combinación de orbitales atómicos para dar lugar a orbitales moleculares que abarcan toda la molécula.

teoría del enlace de valencia: Ley que describe los enlaces covalentes como la superposición de orbitales atómicos para formar un nuevo tipo de orbital, un orbital híbrido.

teoría RPECV: Ley que predice la geometría molecular considerando que los pares electrónicos de la capa de valencia alrededor de un átomo central procuran alejarse al máximo entre sí para reducir al mínimo las fuerzas de repulsión.

termodinámica: Estudio del calor y sus cambios.

termoquímica: Parte de la termodinámica que trata los cambios de temperatura que se producen durante las reacciones químicas.

transmutación: Reacción nuclear en la que se crea un elemento a partir de otro.

tratamiento primario de aguas residuales: Primera fase del proceso de depuración del agua; elimina residuos y comprende los procesos de decantación y filtrado para retirar partículas grandes.

tratamiento secundario de aguas residuales: Segunda fase del proceso de depuración del agua que elimina residuos usando bacterias y otros microorganismos para descomponer la materia orgánica que porta el agua sucia.

tratamiento terciario de aguas residuales: Tercera fase del proceso de depuración de aguas; consiste en usar productos químicos para eliminar partículas finas, nitratos y fosfatos de las aguas residuales.

uma: Unidad de masa atómica, la doceava parte de la masa de un núcleo de C-12.

unidad *proof*: Unidad que equivale al doble del porcentaje del volumen de alcohol etílico dentro de una disolución acuosa.

valoración (o titulación): Técnica de laboratorio en la que se usa una disolución con una concentración conocida para determinar la concentración de una disolución desconocida.

valorante: En un proceso de valoración, la disolución que posee una concentración conocida de antemano.

variación de entalpía (ΔH): Pérdida o ganancia de calor que experimenta un sistema en unas condiciones de presión constante.

velocidad de la luz: Velocidad a la que viaja la luz en el vacío; su valor es $3{,}00 \times 10^8$ m/s.

vida media (o período de semidesintegración): Cantidad de tiempo que tarda una sustancia en desintegrarse hasta justo la mitad de su concentración inicial.

viscosidad: Resistencia de los líquidos a fluir.

Química para Dummies
John T. Moore

No se permite la reproducción total o parcial de este libro, ni su incorporación a un sistema informático, ni su transmisión en cualquier forma o por cualquier medio, sea éste electrónico, mecánico, por fotocopia, por grabación u otros métodos, sin el permiso previo y por escrito del editor. La infracción de los derechos mencionados puede ser constitutiva de delito contra la propiedad intelectual (Art. 270 y siguientes del Código Penal)

Título original: *Chemistry for Dummies*

© John T. Moore, 2011

© de la traducción Dulcinea Otero, 2016

Imagen de cubierta: © Shutterstock

© Centro Libros PAPF, S. L. U., 2016
Para Dummies es un sello editorial de Centro Libros PAPF, S. L. U.
Grupo Planeta, Av. Diagonal, 662-664, 08034 Barcelona (España) www.planetadelibros.com

Edición publicada mediante acuerdo con Wiley Publishing, Inc.
...For Dummies y los logos de Wiley Publishing, Inc. son marcas registradas utilizadas bajo licencia exclusiva de Wiley Publishing, Inc.

Primera edición en libro electrónico (epub): mayo de 2016

ISBN: 978-84-329-0299-4 (epub)

Conversión a libro electrónico: Àtona - Víctor Igual, S. L.
www.victorigual.com